طبعی کیمیا

برائے

طلبائے انٹرمیڈیٹ

مؤلفہ

سید شاہ محمد ایم۔ ایس سی (عثمانیہ)
لکچرار کیمیا۔ جامعہ عثمانیہ

مطبوعہ

اعظم اسٹیم پریس
حیدرآباد دکن

سنہ ۱۳۴۸ فصلی

قیمت [illegible]

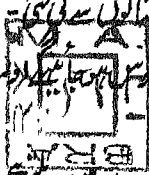
طبع اول

دیباچہ

کتاب "طبیعی کیمیا" کی تالیف کا مقصد ان طلباء کو طبیعی کیمیا سے روشناس کروانا ہے جنہوں نے غیر نامیاتی کیمیا و طبعیات کے ابتدائی نصاب کی تکمیل کر لی ہے۔ اس کے لکھتے وقت زیادہ تر انٹرمیڈیٹ (جامعہ عثمانیہ) کا نصاب پیش نظر رہا۔ بعض صورتوں میں مضمون کی وضاحت کی خاطر بعض ایسے امور بھی درج کئے گئے جو فی الحال انٹرمیڈیٹ کے نصاب میں داخل نہیں۔ نیز اس کتاب میں ان اصولوں کی بھی مختصراً توضیح کی کوشش کی گئی جن کی غیر نامیاتی، نامیاتی و تشریحی کیمیا کے مطالعہ میں اکثر ضرورت پڑتی ہے۔

حتی الامکان نفس مضمون سادہ اور سلیس عبارت میں پیش کیا گیا۔ تاریخی تمہیدوں، دقیق نظری توجیہوں اور اعلیٰ ریاضیاتی ضابطوں سے قطعاً گریز کیا گیا۔ اکثر کلیات کی توضیح تجربات سے کی گئی، اور تجربوں کے متعلق مختصر ہدایتیں بھی دی گئی ہیں۔

اکثر ماہرین کے نزدیک سائنس کے اصولوں سے مبتدیوں کو واقف کروانے کا بہترین طریقہ یہ ہے کہ ان کی توضیح حسابی مثالوں سے کی جائے۔ اسی بناء پر جہاں کہیں ممکن ہوا طبیعی کیمیا کے کلیات اور ضوابط کی تشریح حسابی مثالوں سے کی گئی۔ مؤلف متوقع ہے کہ اس طرح طلباء ان کے مفہوم اور استعمال سے مانوس ہو جائینگے اور ان کو کیمیائی حسابات سے دلچسپی پیدا ہو جائیگی۔

ہر فصل کے بعد خلاصہ درج کیا گیا جس سے متعلقہ مضمون کے اعادہ میں مدد ملتی ہے

نیز ہر فصل کے ساتھ مشقی سوالات بھی دئے گئے - ان میں سے کچھ توضیحی اور بقیہ حسابی ہیں - طلباء کو چاہیئے کہ ایک فصل کے مطالعہ کے بعد متعلقہ مشقوں کو حل کئے بغیر آگے نہ بڑھیں -

گزشتہ گرمائی تعطیلات کے دوران میں کتاب ہذا کی تالیف شروع کی گئی اور بہ عجلت ممکنہ ماہ مہر ۱۳۴۸ف میں اس کی طباعت ختم کردی گئی تاکہ جدید تعلیمی سال کے آغاز ہی سے طلباء اس سے استفادہ کر سکیں - اس عجلت کے باعث ممکن ہے کہ اس میں بہت سی خامیاں رہ گئی ہوں جو طبع ثانی میں دور کردیجائینگی - کتاب کی ترمیم کے متعلق قارئین کے مشورے شکریہ کے ساتھ قبول کئے جائینگے -

ان سطور کو ختم کرنے سے پہلے میں ان تمام حضرات کا شکریہ ادا کرتا ہوں جن کی ہمت افزائی اس کتاب کی تالیف کا باعث ہوئی - اس سلسلہ میں محمد عبدالرحیم خاں صاحب ایم - ایس - سی (عثمانیہ) کا خاص طور پر شکریہ ضروری ہے جنہوں نے کاپیوں اور پروف کو پڑھ کر کتابی غلطیوں کو اقل درجہ پر پہنچایا - اس کے علاوہ میں مجتبیٰ سدرشن راج صاحب ایم - یس - سی (عثمانیہ) ڈیمانسٹریٹر سٹی کالج کا بہت مشکور ہوں جن کی غیر معمولی دلچسپی اس کتاب کی عاجلانہ طباعت و اشاعت کا باعث ہوئی فقط -

سید شاہ محمد

کاچی گوڑہ حیدرآباد دکن
۵ مہر ۱۳۴۸ فصلی

فصل (۹) - مائعات وٹھوس اشیاء ۱۸۲ تا ۱۹۶

فصل (۱۰) - محلولوں کے خواص ۱۹۷ تا ۲۲۱

فصل (۱)

کیمیا اور کیمیائی تغیر

کیمیا علم کیمیا کی بدولت ہم ہر قسم کی مادی شے کی ماہیت و ترکیب معلوم کر سکتے ہیں۔ روزمرہ زندگی میں ہم بہت سی چیزوں کو دیکھتے اور استعمال کرتے ہیں۔ مثلاً پانی، کوئلہ، مٹی، پتھر وغیرہ۔ لیکن جب کیمیائی نقطۂ نظر سے ان کا مطالعہ کریں تو ہمیں بعض دلچسپ امور کا انکشاف ہوتا ہے۔ چنانچہ جب ہمیں معلوم ہوتا ہے کہ کوئلہ اور ہیرا کیمیائی طور پر بالکل یکساں ہوتے ہیں۔ کہربا اور سنگ مرمر ایک ہی قسم کی اشیاء ہیں۔ مٹی کا تیل کاربن اور ہائیڈروجن کا مرکب ہے۔ شکر و کاغذ کاربن۔ ہائیڈروجن اور آکسیجن پر مشتمل ہوتے ہیں۔ اور پانی کو خواہ دنیا کے کسی حصہ سے حاصل کیا جائے اس کی ترکیب غیر متغیر رہتی ہے تو ہماری حیرت کی کوئی انتہا نہیں رہتی۔ جب ہم ان تغیرات کا مطالعہ کرتے ہیں جو لکڑی کو جلانے پر۔ عکاسی کی تختی کو روشنی میں عریاں کرنے پر یا برقی رو کو نمک کے محلول میں گزارنے پر واقع ہوتے ہیں تو علم کیمیا سے ہماری دلچسپی بڑھ جاتی ہے۔ علاوہ ازیں جب ہمیں معلوم ہوتا ہے کہ کیمیا کی مدد سے ہم ایک زہریلی گیس (کلورین) اور آسانی جلنے والی دھات (سوڈیم) کو باہم مرکب کر کے معمولی نمک حاصل کر سکتے ہیں جو ہماری غذا کا ایک اہم جزو ہے یا ہیرہ۔ ریشم۔ ربڑ اور مختلف قسم کے ادویہ مصنوعی طور پر تیار کر سکتے ہیں تو ہمیں

اندازہ ہوتا ہے کہ کیمیا ہمارے لئے کتنا مفید علم ہے۔

برتھیلو (Berthelot) نے کیمیا کو سب سے بڑا تخلیقی علم قرار دیا۔
کیمیاداں تارکول سے (جو سیاہ، بدبودار لزج مائع ہے اور بظاہر ایک بیکار شئے ہے) ایک خوش ذائقہ شکر، ایک خوشبودار عطر یا نہایت زہریلی شئے تیار کرسکتا ہے۔
کیمیاداں اشیاء کو تحلیل کرکے ان کی ماہیت دریافت کرتا اور ان کے اجزا کو حاصل کرتا ہے۔ پھر ان اجزا کو جوڑ کر مختلف قسم کی چیزیں بناتا ہے جن میں سے بعض ایسی بھی ہوتی ہیں جن کا وجود دنیا میں پہلے نہ تھا۔ ہماری توانائی ان کیمیائی عملوں سے پیدا ہوتی ہے جو ہمارے جسم میں واقع ہوتے رہتے ہیں۔ کیمیاداں ان عملوں کی ماہیت دریافت کرتا اور انسانی امراض اور تکالیف کے ازالہ کی کوشش کرتا ہے۔
کیمیاداں نئی نئی صنعتوں کی ایجاد کرتا اور پرانی صنعتوں کے لئے جدید قاعدے وضع کرتا ہے۔ پس کیمیا اپنی دلچسپی اور افادیت کے لحاظ سے سائنس کا اہم ترین شعبہ ہے۔

کیمیا کا ارتقاء

جب سے انسان نے تہذیب و تمدن کی راہ سنبھالی اسی وقت سے اس نے کیمیا سے مدد لینی شروع کردی۔ ابتدا میں کیمیا کی حیثیت زیادہ تر ایک "فن" کی سی تھی۔ مصر میں اس کو اتنا فروغ ہوا کہ دنیائے قدیم نے اس کو ایک "مصری فن" قرار دیا۔ اور اس کے لئے "کیمیا" کی اصطلاح وضع کی گئی۔ یہ مصری زبان کے لفظ کیمی (Chemi) سے ماخوذ ہے جس کے معنی "سیاہ" یا "مصری" یا ہر دو کے ہیں۔ اہل مصر کو فلزکاری، شیشہ و رنگ کی صنعت، عطر، اور ادویات کی تیاری کے متعلق کافی معلومات حاصل تھیں۔ مصر کے علاوہ بابل، اشوریا، شام، چین اور ہندوستان میں کیمیا کو تھوڑی بہت ترقی ہوئی۔

مصر سے یہ علم یونان پہونچا - اہل یونان کو عمل اور تجربہ سے بہت کم دلچسپی تھی - انہوں نے کیمیا کے نظری پہلو پر توجہ کی - دیمقراطیس (Democritus) نے جواہر کا تخیل اور امپی ڈوکلس (Empedocles) نے چار عناصر کا نظریہ پیش کیا - یونانی حکما میں ارسطو (Aristotle) سب سے زیادہ مشہور ہے جس کے خیالات سے صدیوں تک متقدمین نے فائدہ اٹھایا - یونان ہی میں کیمیا گری کا تخیل پیدا ہوا - اور کم ظرف دھاتوں کو سونے میں تبدیل کرنے کی کوشش شروع ہوئی -

یونان سے علم کیمیا عربوں کے ہاتھ میں منتقل ہوا - عرب کیمیا دانوں نے 'عمل' اور 'نظریہ' کو باہم متحد کردیا اور پروفیسر ہومیارڈ (Holmyard) کے خیال میں یہی ان کا سب سے بڑا کارنامہ ہے اور اس کی بدولت کیمیا نے حقیقی سائنس کی حیثیت حاصل کرلی - عرب کیمیا دانوں میں جابر بن حیان، رازی اور بوعلی سینا نہایت مشہور ہیں - اندلس میں کیمیا کو خاص طور پر فروغ ہوا اور وہاں سے یہ علم تمام یورپ میں پھیل گیا -

دور جدید کے آغاز سے پیشتر کیمیا کو تین مختلف ادوار میں سے گزرنا پڑا - (۱) کیمیا گری (Alchemy) قدیم زمانے سے پندرھویں صدی عیسوی تک - (۲) طبی کیمیا (Iatrochemistry) سولھویں و سترہویں صدی - (۳) فلاجسٹن نظریہ (Phlogiston Theory) اٹھارویں صدی -

کیمیا گری کے دور کے مشہور علما جابر بن حیان کے علاوہ راجر بیکن (Roger Bacon) اور بیسل ویلینٹائن (Basil Valentine) تھے -

اس دور میں کیمیا کا اصل مقصد سونے کی تیاری سمجھا جاتا تھا - گو کیمیا گروں کو عملاً اپنے مقصد میں ناکامی ہوئی تاہم ان کی بدولت کیمیا کو سادہ تجربی قاعدے حاصل ہوئے

جواب تک استعمال کئے جاتے ہیں۔ مثلاً کشید، تصعید، تقطیر وغیرہ کے عمل اور بعض دھاتوں، ترشوں اور نمکوں کی تیاری کے قاعدے۔

پیراسلسس (Paracelsus ۱۴۹۳-۱۵۴۱) نے کیمیا کا مقصد ادویات کی تیاری قرار دیا اور اس میں کیمیا دانوں کو کافی کامیابی ہوئی۔ اس دور میں فان ہلمانٹ (Van Helmont) اور لیمری (Lemery) کے نام قابل ذکر ہیں۔ فان ہلمانٹ نے بعض گیسوں کا مطالعہ کیا۔ لیمری نے کیمیا کی ایک قاموس تیار کی اور پہلی مرتبہ غیر نامیاتی اور نامیاتی کیمیا میں امتیاز کیا۔ اس دور میں ادویات کی تیاری کے علاوہ شیشہ کی صنعت، قلعہ کاری، برتن سازی، رنگوں کی صنعت اور نامیاتی وغیر نامیاتی مرکبات کی تیاری میں کافی ترقی ہوئی۔

طبی کیمیا کے آخری زمانے میں رابرٹ بائل (Robert Boyle -

۱۶۲۷-۱۶۹۱) نے اپنی کتاب "لاادری کیمیا دان" (Sceptical Chemist) میں متقدمین و معاصرین کے خیالات پر نکتہ چینی کی۔ عنصر و مرکب کے فرق کو واضح کیا اور "الف" کے نظریہ سے کیمیائی ترکیب کی توجیہ کی۔ اس کے بعد اسٹال (Stahl) نے فلاجسٹن کا نظریہ پیش کیا جو کافی عرصہ تک مقبول رہا۔ اور اس سے معلوم کیمیائی واقعات کی توجیہ میں مدد لی گئی۔ اسی زمانہ میں گیسوں کی کیمیا کا آغاز ہوا۔ بائل نے اپنا مشہور کلیہ پیش کیا۔ بلیک (Black) نے کاربن ڈائی آکسائیڈ، شیلے نے (Scheele) نے کلورین اور آکسیجن اور پریسٹلی (Pristley) نے آکسیجن کا انکشاف کیا۔

لیوازیے (Lavoisier -۱۷۴۳-۱۷۹۴) کی کوششوں کی

بدولت جدید کیمیا کا آغاز ہوا۔ اس نے احتراق کا جدید نظریہ پیش کر کے فلاجسٹن نظریہ کا خاتمہ کر دیا۔ اور "بقائے مادہ کے کلیہ" پر تجربات کر کے کیمیا کو "کمی علوم" کے زمرہ میں داخل کر دیا۔ پراؤسٹ (Proust) نے مستقل تناسبوں۔ ڈالٹن (Dalton) نے ضعفی تناسبوں اور رشٹر (Richter) نے وزن معادل کے کلیئے دریافت کئے اور ان کی توجیہ ڈالٹن (۱۸۴۴-۱۷۶۶) نے نظریہ جوہر سے کی۔ گے لوساک (Gay Lussac) کے حجمی ترکیب کے کلیہ کی توجیہ کیلئے آوا گاڈرو (Avogadro) نے سالمات کا نظریہ پیش کیا۔ ان دو نظریوں کو جدید کیمیا کا سنگ بنیاد سمجھا جاتا ہے۔

یہاں برزیلیئس (Berzelius - ۱۷۷۹-۱۸۴۸) کا تذکرہ بھی ضروری ہے جس نے کیمیا کے مختلف شعبوں میں تحقیقات کیں اور ان کی تنظیم و تدوین میں خاص حصہ لیا۔ اس کا سب سے بڑا کارنامہ "برقی کیمیائی نظریہ" ہے جس میں کیمیائی الف مرکبات کی ماہیت اور ترکیبی جواہر کے طریق اجتماع کے متعلق معلومات فراہم کئے گئے گو یہ نظریہ نامیاتی مرکبات کی صورت میں ناکام ثابت ہوا تاہم اس کی بدولت گرفت کا مسئلہ توجہ کا مرکز بن گیا۔ جرہارڈٹ (Gerhardt) - کے کولے (Kekule) - آبگ (Abegg) - وانٹ ہاف (Vant Hoff) ورنر (Werner) وغیرہ کے نام اس خصوص میں قابل ذکر ہیں۔

۱۸۲۸ء میں ووہلر (Wöhler) نے مصنوعی طور پر یوریا تیار کر کے کیمیا دانوں کو نئے راستے پر گامزن کر دیا جس کے باعث انیسویں صدی میں نامیاتی کیمیا اور نامیاتی صنعتوں کو بڑا فروغ ہوا۔ اور آج تک اس شعبہ میں ترقی ہو رہی ہے۔

نامیاتی کیمیا کے علاوہ انیسویں صدی میں سالمی اوزان اور وزن جوہر کی پیمائشات پر خاص طور پر توجہ کی گئی۔ مینڈلیف (Mendeleef - ۱۸۳۴ - ۱۹۰۷) نے دوری جدول کی تدوین کی جس سے غیر نامیاتی کیمیا کا مطالعہ دلچسپ اور آسان ہو گیا۔ لارڈ ریلے (Rayleigh) اور ریمزے (Ramsay) نے غیر عامل گیسوں کا انکشاف کیا۔ علاوہ ازیں کیمیائی تعامل کی ماہیت اور اسباب کی دریافت کی کوششیں کی گئیں جن کی بدولت رفتار تعامل، کیمیائی توازن اور اثر کمیت کے نئے تصورات پیدا ہوئے۔ نیز حر کیمیا کو کافی ترقی ہوئی۔ اس ضمن میں برتھولے (Bertho-llet) - ولہلمی (Wilhelmy) - برتھیلو (Berthelot) - گلڈبرگ اور واگے (Guldberg & Waage) - ہیس (Hess) - تھامسن (Thomson) اور نرنسٹ (Nernst) کی تحقیقات خاص طور پر اہم ہیں۔

انیسویں صدی کے آغاز میں وولٹا (Volta) نے برقی مورچہ تیار کیا تو اسی وقت برقی کیمیا کی داغ بیل پڑ گئی۔ کیونڈش (Cavendish) - نکلسن اور کارلائل (Nicholson & Carlisle) اور ڈیوی (Davy) نے برقی رو سے کیمیائی تحلیل و تشریح میں مدد لی۔ فیراڈے (Faraday - ۱۷۹۱ - ۱۸۶۷) نے برق پاشیدگی کے کلیات دریافت کئے اور آرہینیس (Arrhenius) نے نظریہ رواثیت پیش کیا۔

انیسویں صدی کے اختتام پر برقیہ، لاشعاع اور تابکاری کے انکشافات نے کیمیا میں ایک انقلاب پیدا کر دیا۔ اور کیمیا داں جوہر کی ساخت۔ کیمیائی ترکیب کے

اسباب اور مرکبات کی ساخت وغیرہ کی توضیح و تشریح میں از سر نو مصروف ہو گئے جن سے بعض اہم نتائج حاصل ہوئے - جدید تحقیقات کے سلسلہ میں سر جے - جے - ٹامسن (Sir.J.J.Thompson) - لارڈ ردرفرڈ (Lord Rutherford) - مادام کیوری (Mme. Curie) - رونٹگن (Röntgen) - موسلے (Moseley) - بور (Bohr) - لیوس اور لانگمیور (Lewis & Langmuir) وغیرہ کے نام خاص طور پر قابل ذکر ہیں -

طبیعی کیمیا یوں تو طبیعی کیمیا کا آغاز بائل کے کلیہ کے ساتھ ہو چکا تھا - لیکن اس کو کیمیا کے علیحدہ شعبہ کی حیثیت اوسٹوالڈ (Ostwald) کی کوششوں کی بدولت ملی - اس سے مراد کیمیا کا وہ شعبہ ہے جس میں کیمیائی تغیر کے کلیات - کیمیائی تغیر پر طبیعی حالات کے اثرات - کیمیائی تغیر کے اسباب - مرکبات کی ساخت وغیرہ پر بحث کی جاتی ہے - کیمیا کے اس نو عمر شعبہ نے اب اتنی ترقی کر لی ہے کہ اس کو چند ذیلی شعبوں میں تقسیم کیا جاتا ہے - مثلاً برقی کیمیا ' کیمیائی حرکیات ' حرکیمیا ' جوہری کیمیا ' ضیائی کیمیا ' سوتی کیمیا ' حیاتی کیمیا وغیرہ - کتاب ہذا میں ہم طبیعی کیمیا کے ابتدائی اصولوں کا مطالعہ کریں گے -

عناصر اور مرکبات اشیاء کو عناصر اور مرکبات کی جماعتوں میں تقسیم کیا جاتا ہے - بائل (Boyle) اور بعد ازاں لیوازے (Lavoisier) نے عنصر کی یوں تعریف کی کہ یہ وہ شئے ہے جس کو سادہ تر اشیاء میں تحلیل نہیں کیا جا سکتا - دو یا زیادہ عناصر کی ترکیب سے جو شئے حاصل ہوتی ہے وہ مرکب کہلاتی ہے - ناتحلیل پذیری کے علاوہ عنصر کی خصوصیت یہ بھی ہے کہ اس کا دوری جدول (فصل ۱۴) میں

ایک خاص مقام ہوتا ہے۔ حالیہ تحقیقات سے معلوم ہوتا ہے کہ بعض بھاری عناصر (یورانیم، تھوریم، ریڈیم وغیرہ) خود بخود تحلیل ہو کر سادہ تر عناصر میں تبدیل ہوتے ہیں اور عناصر ناتحلیل پذیر نہیں ہیں۔ پس عنصر کی سادہ الفاظ میں تعریف دقت طلب ہے تاہم عملی طور پر مرکب اور عنصر کے فرق کو ذہن نشین رکھنا چاہئیے۔ چنانچہ اوسٹوالڈ (Ostwald) نے عنصر کی اس طرح تعریف کی کہ "کیمیائی تغیر کے اثر سے اس کے وزن میں صرف اضافہ ہوتا ہے اور یہ تپش اور دباؤ کی ہر حد پر قیام پذیر ہوتا ہے"۔ مرکبات کا یہ حال نہیں ہوتا۔

تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ تمام مادی اشیاء نوے مختلف عناصر سے بنی ہوئی ہیں لیکن دنیا میں بے شمار مرکبات پائے جاتے ہیں۔

طبیعی و کیمیائی تغیر کائنات میں مادی اشیاء کو مختلف تغیرات لاحق ہوتے رہتے ہیں۔ ان میں سے بعض عارضی ہوتے ہیں اور کسی وقتی سبب کے زیر عمل واقع ہوتے ہیں لیکن اس سبب کو دور کرنے پر شئے اپنی اصلی حالت پر آجاتی ہے۔ اس قسم کے تغیرات کو طبیعی تغیرات کہتے ہیں۔ مثلاً لوہے کی سلاخ کو گرم کرنے پر اس کے طول میں کسی قدر اضافہ ہوتا ہے لیکن سرد کرنے پر سلاخ سکڑ جاتی اور اپنا اصلی طول اختیار کر لیتی ہے۔ گرم کرنے پر پانی بھاپ میں تبدیل ہوتا ہے اور یہ بھاپ میں گیس کے خواص پائے جاتے ہیں۔ لیکن بھاپ کو سرد کرنے پر پانی کے قطرات بنتے ہیں۔ اسی طرح پانی کو صفر درجہ تک ٹھنڈا کیا جائے تو یہ برف میں تبدیل ہوتا ہے جو ایک ٹھوس شئے ہے۔ لیکن برف کو پگھلانے پر پانی بنتا ہے۔ پس متذکرہ مثالوں میں لوہے اور پانی کو محض عارضی یا طبیعی تغیر لاحق ہوتا ہے۔

بعض وقت اشیاء مستقل طور پر متغیر ہوتی ہیں اور ان کو اپنی اصلی حالت میں لانا آسان کام نہیں - اس قسم کے تغیر کو کیمیائی تغیر کہتے ہیں - کیمیائی تغیر میں شئے کی تبدیلی ایک حد تک مکمل ہوتی ہے اور بظاہر یہ معلوم ہوتا ہے کہ شئے کی ماہیت بدل گئی - چنانچہ لوہے کے تار کے سرے کو جلا کر آکسیجن سے بھرے ہوئے استوانے میں داخل کیا جائے تو نہایت تیز روشنی سے جلتا ہے - جلنے کا عمل موقوف ہونے کے بعد ایک بھورا سفوف حاصل ہوتا ہے جس کے خواص لوہے سے مختلف ہوتے ہیں - یہ شئے لوہے اور آکسیجن کا مرکب ہے - اس سے پھر لوہا حاصل کرنا چاہیں تو اس کو بھٹی میں کوئلہ کے ساتھ پگھلانا پڑتا ہے - اسی طرح برقی رو گزارنے پر پانی دو گیسوں (ہائیڈروجن اور آکسیجن) میں بٹ جاتا ہے جن کے خواص پانی سے بالکل مختلف ہوتے ہیں - ان سے پھر پانی حاصل کرنا ہو تو ان کے آمیزہ میں برقی شرارہ گزارنا پڑتا ہے -

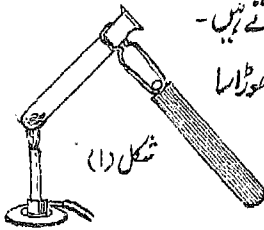
کیمیائی تغیر کو کیمیائی عمل یا کیمیائی تعامل بھی کہا جاتا ہے - کیمیائی تعامل میں حصہ لینے والی اشیاء کو متعامل اشیاء اور تعامل سے بننے والی اشیاء کو تعاملی حاصل کہتے ہیں -

کیمیائی تعامل کی خصوصیات
Chemical Reaction

لوہے کے جلنے کے عمل میں متعامل اشیاء لوہا اور آکسیجن ہیں - لوہا ایک خاکستری دھات ہے - اس کی مخصوص کثافت ہوتی ہے - اور یہ ہلکائے ہائیڈروکلورک ترشہ میں حل ہو کر ہائیڈروجن گیس خارج کرتا ہے - آکسیجن ایک بے رنگ، بے بو اور بے مزہ گیس ہے - جب ان دو اشیاء کا تعامل ہوتا ہے تو ایک بھورا سفوف حاصل ہوتا ہے - یہ لوہے کا زنگ ہے جو نہایت بدمزہ شئے ہے اور لوہے سے کافی بھاری ہوتا ہے - نیز

ہائیڈروکلورک ترشہ کے عمل سے ہائیڈروجن آزاد نہیں کرتا۔ پس لوہے اور آکسیجن کی ترکیب سے جو مرکب بنتا ہے اس کے خواص ان دونوں سے مختلف ہوتے ہیں۔

متعامل اشیاء اور تعاملی حاصلوں کے خواص میں جو فرق ہوتا ہے اس کی مزید توضیح معمولی نمک اور شکر سے کی جا سکتی ہے۔ معمولی نمک ایک سفید ٹھوس ہے اور نہ صرف غیر مضر شئے ہے بلکہ انسانی غذا کے ضروری جز کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ بات نہایت تعجب خیز ہے کہ یہ شئے ایک زہریلی گیس (کلورین) اور اشتعال پذیر دھات (سوڈیم) کی ترکیب کا نتیجہ ہے۔ اسی طرح شکر جو نہایت خوش ذائقہ شئے ہے اور ہر قسم کی شیرنی کا جزو لاینفک ہے کاربن (یا کوئلہ)۔ ہائیڈروجن (احتراق پذیر گیس) اور آکسیجن (احتراق انگیز گیس) جیسے مختلف خواص کے عناصر پر مشتمل ہوتی ہے۔ پس کیمیائی تعامل کی سب سے بڑی خصوصیت یہ ہے کہ تعامل سے جو اشیاء بنتی ہیں وہ متعامل اشیاء سے طبیعی و کیمیائی خواص میں مختلف ہوتی ہیں۔

کیمیائی تعامل کی ایک اور اہم خصوصیت یہ ہے کہ اس میں یا تو حرارت خارج ہوتی ہے یا جذب ہوتی ہے۔ ہائیڈروجن اور آکسیجن کی ترکیب سے حرارت کی اتنی زیادہ مقدار خارج ہوتی ہے کہ اگر ان کے تعامل کے دوران میں پلاٹینم کا تار تماس میں لایا جائے تو یہ سرخ ہو جاتا ہے۔ گندک اور کوئلہ کی ترکیب سے کاربن ڈائی سلفائیڈ بنتا ہے تو اس قدر حرارت جذب ہوتی ہے کہ دہکتے ہوئے کوئلے تقریباً بجھ جاتے ہیں۔

تجربہ (۱)۔ ایک صاف امتحانی نلی میں تھوڑا سا نیلا تھوتھا لو اور چمٹے کی مدد سے اس کو بنسنی مشعل پر بہ احتیاط گرم کرو (شکل ۱)۔ دیکھو کہ مادہ کا

شکل (۱)

نیلگوں رنگ بتدریج مدھم پڑتا ہے اور آخر کار مادہ تقریباً بے رنگ ہوجاتا ہے۔ تم یہ بھی دیکھو گے کہ امتحانی نلی کے بالائی حصہ پر مائع کے قطرات جمع ہوتے ہیں۔ ان کا نیلے اور سرخ لٹمس سے امتحان کرو۔ لٹمس پر کوئی اثر نہیں ہوتا۔ یہ فی الحقیقت پانی کے قطرات ہیں۔

اب گرم مادہ کو ٹھنڈا کرو اور اس پر پانی کے چند قطرے ڈالو۔ دیکھو کہ اس کا نیلگوں رنگ عود کرتا ہے۔ پس گرم کرنے پر نیلے تھوتھے کو محض طبیعی تغیر لاحق ہوتا ہے۔ نیلا تھوتھا ایک آبیدہ مرکب ہے۔ گرم کرنے پر یہ نا بیدہ ہوجاتا ہے اور پانی ملانے پر پھر آبیدہ مرکب بنتا ہے۔

تجربہ (۲)۔ ایک امتحانی نلی میں تھوڑا سا پوٹاسیم کلوریٹ لے کر اس کو پانی میں حل کرو اور سلور نائٹریٹ کا محلول ملاؤ۔ محلول صاف رہتا ہے۔ کوئی رسوب نہیں بنتا۔

ایک دوسری خشک نلی میں پوٹاسیم کلوریٹ لو۔ اس کو گرم کرو۔ جب مرکب پگھلنے لگتا ہے تو اس میں سے گیس کے بلبلے نکلتے ہیں۔ امتحانی نلی میں جلتی ہوئی کھپچی داخل کرو۔ یہ بھڑک اٹھتی ہے۔ پس پوٹاسیم کلوریٹ کو گرم کرنے پر آکسیجن گیس خارج ہوتی ہے۔ جب گیس کا اخراج موقوف ہوجائے تو مادہ کو ٹھنڈا کرو۔ اس کو پانی میں حل کرو، سلور نائٹریٹ کا محلول ملاؤ۔ سفید رسوب بنتا ہے جس سے پوٹاسیم کلورائیڈ کی موجودگی کا پتہ چلتا ہے۔

پس پوٹاسیم کلوریٹ گرم کرنے پر کیمیائی طور پر متغیر ہوتا ہے۔ اور پوٹاسیم کلورائیڈ اور آکسیجن میں تبدیل ہوتا ہے جن کے خواص پوٹاسیم کلوریٹ سے مختلف ہوتے ہیں۔

کیمیائی تعامل کے وقوع میں لانے کے طریقے

کیمیائی تعامل چند خاص حالات میں واقع ہوتا ہے۔ اور جب تک یہ حالات فراہم نہ کئے جائیں تعامل واقع نہیں ہوتا۔ اس کے لئے سب سے پہلے یہ ضروری ہے کہ متعامل اشیاء کو ایک دوسرے کے قریب لایا جائے اور باہم اتصال اور تماس کا موقع دیا جائے۔ فاسفورس یا آیوڈین کو

تعامل کے بغیر بازو باز ور رکھا جا سکتا ہے لیکن جونہی کہ ان دونوں کو تماس کا موقع دیا جاتا ہے نہایت تندی سے تعامل ہوتا ہے اور فاسفورس کا آیوڈائیڈ بنتا ہے۔ متعامل اشیاء کا باہم تماس حالت محلول میں نہایت آسانی سے ہوتا ہے۔ چنانچہ ٹھوس سوڈیم بائی کاربونیٹ اور ٹھوس ٹارٹیرک ترشہ کو باہم ملانے پر کوئی تعامل نہیں ہوتا۔ لیکن ان کے محلولوں کو ملایا جائے تو فوراً تعامل ہوتا ہے اور کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس خارج ہوتی ہے۔ اکثر تعاملات محلول میں سرعت سے واقع ہوتے ہیں۔ کیونکہ محلول میں اشیاء نہایت باریک ذرات کی حالت میں ہوتی ہیں۔ اور ان کو آپس میں مس کرنے کا اچھا موقع ملتا ہے۔ نیز یہ ایک معروف واقعہ ہے کہ اکثر گیسیں دباؤ کے تحت تیزی سے تعامل کرتی ہیں۔ اس لئے کہ دباؤ کے تحت گیسی ذرات نہایت قریب آجاتے ہیں۔

حرارت سے کیمیائی تعامل میں بالعموم تیزی پیدا ہوتی ہے۔ بعض صورتوں میں تعامل کے آغاز کے لئے حرارت کا استعمال نہایت ضروری ہے۔ مثلاً ہائیڈروجن اور آکسیجن کا آمیزہ معمولی تپش پر تعامل کے بغیر عرصہ دراز تک قائم رہتا ہے لیکن اگر آمیزہ کو سرخ حرارت تک گرم کریں تو فوراً تعامل شروع ہوتا ہے۔ اسی طرح مرکیورک آکسائیڈ کو پارہ اور آکسیجن میں تحلیل کرنے کے لئے اس کو گرم کرنا ضروری ہے۔

حرارت کے علاوہ اکثر اشیاء روشنی کے زیر اثر تعامل کرتی ہیں۔ کیمیائی تعاملات پر روشنی کا اثر اتنا اہم اور وسیع ہے کہ اس کا مطالعہ طبیعی کیمیا کے ایک علیحدہ شعبہ (ضیائی کیمیا) میں کیا جاتا ہے۔ یہاں صرف ایک مشہور مثال پر اکتفا کیا جاتا ہے۔ ہائیڈروجن اور کلورین کے آمیزہ کو تاریکی میں کسی قسم کے تغیر کے بغیر عرصۂ دراز تک محفوظ رکھ سکتے ہیں۔ تاریکی میں اس کو کافی بلند تپش تک گرم کرنے کے باوجود تعامل

طور پر تعامل واقع نہیں ہوتا۔ لیکن اگر گیسی آمیزہ کو دھوپ میں رکھا جائے یا اس میں جلتی ہوئی مشعل داخل کی جائے تو دھماکے سے تعامل ہوتا ہے اور ہائیڈروجن کلورائیڈ مرکب بنتا ہے۔ عملی طور پر روشنی کے اثر کا سب سے اہم استعمال عکاسی میں ہوتا ہے جہاں روشنی کے اثر سے چاندی کے مرکبات تحلیل ہوتے ہیں۔ اور عکاسی کے کاغذ پر سیاہ دھبے پڑتے ہیں۔

اکثر کیمیائی تعاملات برقی رو کے ذریعہ بہ سہولت واقع کروائے جا سکتے ہیں۔ چنانچہ ہائیڈروجن کلورائیڈ محض گرم کرنے پر (۱۵۰۰° تک) تحلیل نہیں ہوتا۔ لیکن اسکے آبی محلول میں برقی رو گزارنے پر اس کی فوراً تحلیل ہوتی ہے اور کلورین و ہائیڈروجن آزاد ہوتی ہیں)۔ اسی طرح ہائیڈروجن اور آکسیجن کے آمیزہ میں برقی شرارہ گزارنے پر فوراً پانی بنتا ہے۔

حرارت، نور اور برق کے علاوہ بعض دیگر طبیعی اثرات کیمیائی تغیر میں ممد ہوتے ہیں۔ اس کی ایک دلچسپ مثال کاربن ڈائی سلفائیڈ کی تحلیل ہے۔ اگر پارہ کے دھماکو مرکب کے ساتھ کاربن ڈائی سلفائیڈ کی کچھ مقدار امتحانی نلی میں بند کردیجائے اور دھماکو کو بھڑکنے کا موقع دیا جائے تو کاربن ڈائی سلفائیڈ اپنے اجزائے ترکیبی میں بٹ جاتا ہے۔ دھماکے کے باعث جو دھکہ ہوتا ہے وہ کاربن ڈائی سلفائیڈ کی تحلیل کرتا ہے۔

اکثر کیمیائی تعاملات کے متعلق ایک اور دلچسپ بات یہ دیکھی گئی کہ بعض ایسے اشیاء کی موجودگی میں واقع ہوتے ہیں جو خود کیمیائی طور پر متغیر نہیں ہوتے۔ مثلاً کاربن مانا کسائیڈ اور آکسیجن گیسوں کا آمیزہ بالکل خشک ہو تو اس آمیزہ پر حرارت و روشنی یا برق کا عمل غیر موثر ثابت ہوتا ہے اور کیمیائی تغیر نمایاں نہیں ہوتا۔ لیکن گیسی آمیزہ میں رطوبت موجود ہو اور

اس کو جلایا جائے تو فوراً تعامل واقع ہوتا ہے۔ اسی طرح ہائیڈروجن اور آکسیجن کا آمیزہ اسفنجی پلاٹینم کی موجودگی میں فوراً تعامل کرتا ہے۔ ایسی اشیاء جو دیگر اشیاء کے تعامل میں ممد ہوتی ہیں اور خود کیمیائی طور پر غیر متغیر رہتی ہیں حامل یا تماسی اشیاء کہلاتی ہیں اور ان کے عمل کو حملان یا تماس کہتے ہیں۔

کیمیائی تغیر کی قسمیں

کیمیائی تغیرات مختلف قسم کے ہوتے ہیں۔ سرسری طور پر ان کی حسب ذیل جماعتیں بنائی جا سکتی ہیں۔

(ا) کیمیائی ترکیب - جب دو اشیاء کی ترکیب سے ایک نئی شئے بنتی ہے تو اس عمل کو کیمیائی ترکیب کہتے ہیں۔ مثلاً ہائیڈروجن کلورائیڈ اور امونیا گیسوں کی ترکیب سے امونیم کلورائیڈ مرکب بنتا ہے۔ جب عناصر کی براہ راست ترکیب سے مرکب بنایا جائے تو اس کو تالیف کہتے ہیں۔ مثلاً لوہے اور گندک کے آمیزے کو گرم کرنے پر یہ دونوں ترکیب کھاتے ہیں اور فیرس سلفائیڈ مرکب بنتا ہے۔

کیمیائی ترکیب کی مختلف صورتیں یہ ہو سکتی ہیں :- ا + ب = اب ، اب + ج = اب ج ، اب + ج د = اب ج د ، جہاں ا ، ب ، ج سے عناصر مراد ہیں اور اب ، ج د وغیرہ مرکبات کو ظاہر کرتے ہیں۔

(ب) کیمیائی تحلیل - کیمیائی تحلیل ترکیب کا عکس ہے۔ اس میں ایک شئے سے دو یا زیادہ سادہ اشیاء بنتی ہیں۔ مثلاً پوٹاسیم کلوریٹ کو گرم کرنے پر آکسیجن خارج ہوتی ہے اور پوٹاسیم کلورائیڈ باقی رہتا ہے۔ نیز مرکیورک آکسائیڈ کو گرم کرنے پر پارہ اور آکسیجن بنتے ہیں۔ تحلیل کے عمل اس طرح واقع ہوتے ہیں :-

اب = ا + ب ، اب ج = اب + ج وغیرہ جہاں ا ، ب ، ج عناصر کو اور

اب، اب ج مرکبات کو ظاہر کرتے ہیں۔

Displacement or Replacement

(ج) ہٹاؤ۔ ہٹاؤ کے عمل میں ایک مرکب پر ایک عنصر کے عمل سے دوسرا مرکب اور دوسرا عنصر حاصل ہوتا ہے۔ چنانچہ ہلکائے سلفیورک ترشہ پر جست کے عمل سے ہائیڈروجن گیس خارج ہوتی ہے اور زنک سلفیٹ مرکب بنتا ہے۔ ہٹاؤ کے عمل کے لئے عام مساوات اب + ج = اج + ب ہوتی ہے۔ جہاں ا، ب وغیرہ عناصر اور اب، اج مرکبات ہیں۔

ہٹاؤ کے عمل میں ایک عنصر دوسرے عنصر کو مرکب سے ہٹا دیتا ہے جس کے باعث دوسرا عنصر آزاد ہو جاتا ہے اور پہلا عنصر حالت ترکیب میں تبدیل ہوتا ہے۔ ہٹاؤ کی ایک خاص صورت بدل ہے جس کی مثالیں نامیاتی کیمیا میں ملتی ہیں۔ چنانچہ

Substitution

میتھین گیس پر کلورین کے عمل سے میتھائل کلورائیڈ اور ہائیڈروجن کلورائیڈ بنتے ہیں۔ بدل کا عمل ہٹاؤ سے اس حد تک مختلف ہے کہ اس میں عنصر آزاد نہیں ہوتا۔

(د) دوہری تحلیل۔ دوہری تحلیل میں دو مرکبات کے تعامل سے دو نئے مرکبات حاصل ہوتے ہیں۔ مثلاً سوڈیم کلورائیڈ کو مرتکز سلفیورک ترشہ کے ساتھ گرم کرنے پر سوڈیم سلفیٹ اور ہائیڈروجن کلورائیڈ مرکبات بنتے ہیں۔ اس کے لئے عام مساوات یہ ہے :- اب + ج د = اد + ج ب

دوہری تحلیل کا عمل آبی محلول میں واقع ہو تو بالعموم ایک مرکب رسوب کے طور پر تہ نشین ہوتا ہے۔ اسوقت اس عمل کو ترسیب کہتے ہیں۔ چنانچہ سلور نائٹریٹ کے محلول میں سوڈیم کلورائیڈ کا محلول ملانے پر سلور کلورائیڈ کا رسوب اور سوڈیم نائٹریٹ کا محلول بنتا ہے۔

(س) ہم ترکیبی - بعض وقت ایک مرکب اس طرح متغیر ہوتا ہے کہ اس کے عناصر کے تناسب میں کمی بیشی نہیں ہوتی بلکہ صرف اندرونی ترتیب بدل جاتی ہے جس کے باعث اس کے خواص بھی بدل جاتے ہیں۔ اس طرح جو نیا مرکب بنتا ہے وہ پہلے مرکب کا ہم ترکیب کہلاتا ہے اور اس تغیر کو ہم ترکیبی کہتے ہیں۔ چنانچہ امیونیم سیانیٹ گرم کرنے پر یوریا میں تبدیل ہوتا ہے۔ یہ دونوں کاربن، نائٹروجن، آکسیجن اور ہائیڈروجن کے مرکبات ہیں۔ اور ان دونوں میں ان عناصر کا تناسب یکساں ہوتا ہے۔ لیکن دونوں میں عناصر کی ترتیب مختلف ہوتی ہے۔ اور دونوں کے خواص جداگانہ ہوتے ہیں۔

مندرجۂ بالا جماعت بندی میں کیمیائی تعامل میں حصہ لینے والی اشیاء کی نوعیت کو مطلق پیش نظر نہیں رکھا گیا۔ چنانچہ ہر عنصر کا دوسرے عنصر سے امتزاج کیمیائی ترکیب کہلائے گا۔ لیکن اس عمل میں آکسیجن حصہ لے تو اس کو آکسیڈیشن (تکسید) کہتے ہیں۔ آکسیڈیشن کا عمل تیز ہو اور روشنی بھی خارج ہو تو اس کو احتراق کہتے ہیں۔ اگر ترکیب کے عمل میں ہائیڈروجن شریک ہو تو یہ ہائیڈروجنیشن (یا تحویل) کا عمل کہلاتا ہے۔ کلورین شریک ہو تو کلورینیشن اور اگر پانی حصہ لے تو ہائیڈریشن (یا آبیدگی) کہتے ہیں۔ اسی طرح پانی کے زیر عمل کسی نمک کی تحلیل کو آب پاشیدگی کہتے ہیں۔ اور اگر مرکب سے پانی خارج ہو تو یہ نابیدگی کا عمل کہلاتا ہے۔

خلاصہ

کیمیا میں اشیاء کی ساخت اور ان کے کیمیائی تغیرات پر بحث کی جاتی ہے۔
طبیعی کیمیا میں کیمیا کے کلیات و نظریات کا مطالعہ کیا جاتا ہے۔

مادی اشیاء کو عناصر اور مرکبات کی جماعتوں میں تقسیم کیا جاتا ہے۔ عنصر کی سادہ تر اشیاء میں تحلیل نہیں کی جاسکتی۔ لیکن مرکب کی تحلیل سے عناصر حاصل کئے جاسکتے ہیں۔

اشیاء کو طبیعی یا کیمیائی تغیر لاحق ہوسکتا ہے۔ طبیعی تغیر عارضی ہوتا ہے۔ لیکن کیمیائی تغیر مستقل تغیر ہے۔ کیمیائی تغیر کو کیمیائی تعامل بھی کہتے ہیں۔ جو شئے کیمیائی طور پر متغیر ہوتی ہے اس کو متعامل اور تغیر سے بننے والی شئے کو تعاملی حاصل کہتے ہیں۔

کیمیائی تعامل کی خصوصیت یہ ہے کہ تعاملی حاصل کے خواص متعامل اشیاء سے بالکل مختلف ہوتے ہیں۔ نیز کیمیائی تعامل میں حرارت جذب یا خارج ہوتی ہے۔

کیمیائی تعامل کے وقوع کے لئے متعامل اشیاء کا باہمی اتصال ضروری ہے۔ حرارت، نور، برق وغیرہ کے ذریعہ کیمیائی تعامل کے وقوع میں مدد ملتی ہے۔ اکثر صورتوں میں کیمیائی تعامل کے وقوع کے لئے حامل شئے کی موجودگی بھی ضروری ہے۔

کیمیائی تعامل کی اہم صورتیں ترکیب، تحلیل، ہٹاؤ، دوہری تحلیل، تکسید و تحویل ہیں۔

سوالات

(۱) علم کیمیا کا ایک تاریخی خاکہ پیش کرو۔

(۲) مرکب اور عنصر کی تعریف کرو۔ حسب ذیل اشیاء مرکب ہیں یا عنصر:-

زنگ، شکر، کوئلہ، لوہا، معمولی نمک اور پانی۔

(۳) کیمیائی تغیر اور طبیعی تغیر میں کیا فرق ہے؟ ہر ایک کی دو مثالیں دو۔

(۴) کیمیائی تغیر کے وقوع میں لانے کے لئے تم کونسی تدابیر اختیار کروگے؟

(۵) لوہے اور زنگ کے خواص کا مقابلہ کرو۔ تم کیونکر ثابت کروگے کہ زنگ لوہے کا مرکب ہے؟

(۶) کیمیائی تغیر کی مختلف قسمیں بیان کرو۔ ان کی توضیح مثالوں سے کرو۔

فصل (۲)

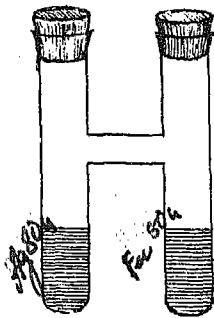
کیمیائی ترکیب کے کلیات اور نظریۂ جوہر

کسی نقطۂ نظر سے کیمیائی تغیرات کا مطالعہ کیا جائے اور متعامل اشیاء کے اوزان اور حجموں کا لحاظ رکھا جائے تو حسب ذیل کلیات حاصل ہوتے ہیں :—

(۱) بقائے مادہ کا کلیہ - (۲) مستقل تناسبوں کا کلیہ - (۳) ضعفی تناسبوں کا کلیہ - (۴) اوزانِ معادل اور جوابی تناسبوں کا کلیہ - (۵) حجمی ترکیب کا کلیہ -

بقائے مادہ کا کلیہ لیوازئے (Lavoisier) نے اپنے تجربات سے نتیجہ نکالا کہ کسی ایک تجربہ میں متعامل اشیاء کا وزن تعاملی حاصلوں کے وزن کے برابر ہوتا ہے - اس بنا پر اس نے بقائے مادہ کا کلیہ اخذ کیا جسے ان الفاظ میں بیان کیا جاتا ہے "کسی نظام کی کمیت نظام میں واقع ہونے والے تغیرات کے غیر تابع ہوتی ہے" یعنی مادہ کو نہ تو فنا کیا جا سکتا ہے نہ اس کی از سرِ نو تخلیق کی جا سکتی ہے - مادہ صرف اپنی شکلیں بدلتا رہتا ہے -

مختلف سائنس دانوں نے اس کلیہ کی تجربی تصدیق کی کوشش کی - چنانچہ لینڈولٹ (Landolt) کے تجربات سے معلوم ہوا کہ متعامل اشیاء اور تعاملی حاصلوں کے اوزان میں فی کروڑ ایک حصہ سے زیادہ کا فرق نہیں ہوتا -

درس اول **تجربہ (۳)** - حسب شکل (۲) ایک آلہ لو - اس کی ایک ساق میں فیرس سلفیٹ کا تھوڑا سا محلول لو - دوسری ساق میں سلور سلفیٹ ڈالو - آلہ کے کھلے سروں کو کاک سے بند کر دو - پورے آلہ کو نہایت احتیاط سے کیمیائی ترازو پر تولو - بعد ازاں آلہ کو ترچھا کر کے فیرس سلفیٹ اور سلور سلفیٹ کو آمیزش کا موقع دو دونوں کے تعامل سے چاندی آزاد ہوتی ہے - آلہ کو تھوڑی دیر تک رکھ چھوڑو اور اس کو دوبارہ تولو - دونوں اوزان کا مقابلہ کرو - یہ تقریباً برابر ہوتے ہیں -

شکل (۲)

آلہ کو صاف کر کے اسی تجربہ کو حسب ذیل اشیاء کے ساتھ دہراؤ -

(ا) ہائیڈرو آیوڈک ترشہ اور آیوڈک ترشہ جن کی آمیزش سے آیوڈین آزاد ہوتی ہے -

(ب) سوڈیم سلفائیٹ اور آیوڈین جن کے تعامل سے سوڈیم سلفیٹ اور سوڈیم آیوڈائیڈ بنتے ہیں -

(ج) کاوی پوٹاش کا محلول اور کلورال ہائیڈریٹ جن سے کلوروفارم بنتا ہے -

مستقل تناسبوں کا کلیہ

"جب دو عناصر باہم ترکیب کھاتے ہیں تو ان کے اوزان میں معین تناسب پایا جاتا ہے اور مرکب کی ترکیب اس کے طریقۂ تیاری کے غیر تابع ہوتی ہے۔"

پراؤسٹ (Proust) نے اپنے تجربات سے اس کلیہ کو اخذ کیا - اس کا خیال تھا کہ وہ تناسب جس میں عناصر باہم ترکیب کھاتے ہیں قدرت کی طرف سے معین

ہوتا ہے۔ اور اس کو کم و بیش کرنا انسان کی بساط سے باہر ہے۔ مشہور فرانسیسی کیمیا داں برتھولے (Berthollet) اس اصول کا قائل نہ تھا اور وہ یہ سمجھتا تھا کہ مرکبات کی ترکیب مستقل نہیں ہوتی۔ اس نے اپنے دعوی کو تجربات سے ثابت کرنے کی کوشش کی۔ لیکن برتھولے نے جن اشیاء پر تجربات کئے وہ ایک سے زیادہ مرکبات کے آمیزے تھے۔ آخر کار تمام کیمیا دانوں نے پراؤسٹ کے کلیہ کو تسلیم کر لیا۔ لہذا کیمیائی مرکب کی واحد خصوصیت یہ ہے کہ اس کے اجزا کا تناسب مستقل ہوتا ہے۔ اور جب تک کسی شئے کی ترکیب مستقل نہ ہو وہ مرکب نہیں کہلا سکتی۔ اس طرح جیلی آمیزے اور محلول (فصل ۱۰) مرکبات کے زمرہ سے خارج ہو جاتے ہیں۔

مستقل تناسبوں کے کلیہ کی تصدیق کے لئے معمولی نمک کی ترکیب پر غور کرو۔ اس کو تجربہ خانہ میں مختلف قاعدوں سے تیار کیا جا سکتا ہے۔ مثلاً (۱) ایک استوانہ میں کلورین گیس لیکر اس میں کسی قدر گرم سوڈیم دھات اگن چمچہ کے ذریعہ داخل کرو۔ سوڈیم جلتی ہے اور معمولی نمک بنتا ہے۔

(۲) سوڈیم کاربونیٹ کے محلول میں ہلکا یا ہائیڈروکلورک ترشہ ملاؤ۔ اُبال پیدا ہوتا ہے کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس خارج ہوتی ہے۔ اور نمک کا محلول بنتا ہے۔ اس کی تبخیر سے ٹھوس نمک حاصل کرو۔

(۳) سوڈیم کلوریٹ کو امتحانی نلی میں گرم کرو۔ آکسیجن گیس خارج ہوتی ہے۔ اور نمک باقی رہتا ہے۔

علاوہ ازیں قدرتی طور پر معمولی نمک سمندر کے پانی میں دیگر نمکوں کے ساتھ موجود رہتا ہے اور اس کی تخلیص سے خالص نمک حاصل کیا جا سکتا ہے۔ نیز بعض معدنوں میں یہ

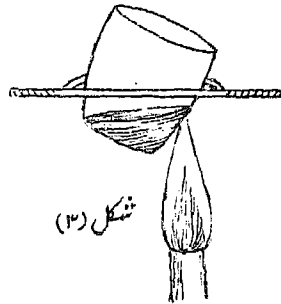
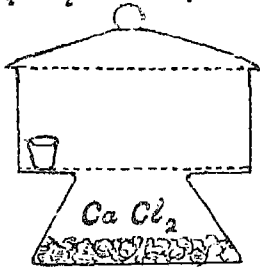
جٹانی نمک کے طور پر پایا جاتا ہے۔ ان تمام ذرائع سے حاصل ہونے والے نمونوں کی تشریح سے ثابت ہوتا ہے کہ ہر صورت میں نمک کے ۱۰۰ حصوں میں سوڈیم کے ۳۹٫۳۴ اور کلورین کے ۶۰٫۶۶ حصے ہوتے ہیں۔ اس سے نتیجہ نکلتا ہے کہ مرکب کو خواہ کسی ذریعہ یا تدبیر سے حاصل کیا جائے اس کی ترکیب مستقل ہوتی ہے اور اجزا کا تناسب غیر متغیر رہتا ہے۔

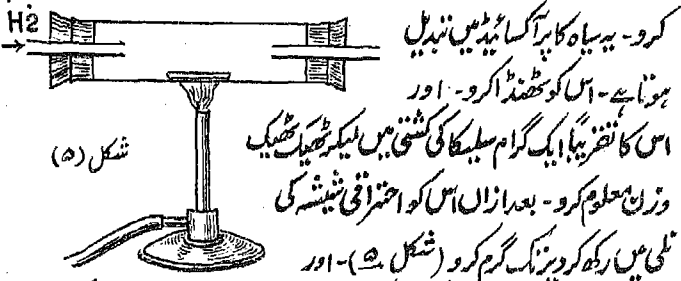
مستقل تناسبوں کے کلیہ کی رو سے ہر مرکب کی معین کیمیائی ترکیب ہوتی ہے اس کا عکس ہمیشہ درست نہیں ہوتا کیونکہ بعض ایسے مرکبات بھی پائے جاتے ہیں۔ جن میں یکساں عناصر ایک ہی تناسب میں ترکیب شدہ ہوتے ہیں۔ لیکن جن کے طبیعی و کیمیائی خواص مختلف ہوتے ہیں۔ ان کو ہم ترکیب مرکبات کہتے ہیں۔

مستقل تناسبوں کے کلیہ کی تصدیق

تجربہ (۴) (ا) ۔ صاف کٹھالی میں تقریباً ۰٫۵ گرام تانبے کا تراشا ٹھیک ٹھیک تول لو۔ پھر معتدل طاقت کا نائٹرک ترشہ قطرہ بہ قطرہ ڈالو۔ جب پورا تانبا حل ہوجائے تو محلول کو بہ احتیاط گرم کرکے خشک کرلو (شکل ۳)۔ بعد ازاں اس کو تیز شعلہ سے گرم کرو۔ پورا مادہ سیاہ ہوجائیگا۔ یہ کاپر آکسائیڈ ہے کٹھالی کو خشکا لہ (شکل ۴) میں ٹھنڈا کرو اور تولو۔ اس وزن میں سے تانبے کے وزن کو منہا کرنے پر

شکل (۳)

شکل (۴)

آکسیجن کا وزن معلوم ہوجاتا ہے - ان مشاہدات سے کاپر آکسائیڈ میں تانبے اور آکسیجن کا فی صد تناسب معلوم کرو -

(ب) - تانبے کے سدفی میلاشائیٹ کی تھوڑی سی مقدار کو امتحانی نلی میں گرم کرو - یہ سیاہ کاپر آکسائیڈ میں تبدیل ہوتا ہے - اس کو ٹھنڈا کرو - اور اس کا تقریباً ایک گرام سلیکا کی کشتی میں لیکر ٹھیک ٹھیک وزن معلوم کرو - بعد ازاں اس کو احتراقی شیشہ کی نلی میں رکھ کر دیر تک گرم کرو (شکل ۵) - اور

شکل (۵)

ہائیڈروجن کی رو گزارو - کاپر آکسائیڈ کی تحلیل سے تانبا آزاد ہوتا ہے - سلیکا کی کشتی کو باہر نکال کر ٹھنڈا کرو - اور اس کو تولو - اس طرح تانبے کا وزن معلوم ہوجائیگا - بقیہ وزن آکسیجن کے وزن کے برابر ہوگا - ان اعداد سے تانبے کے آکسائیڈ میں عناصر کا فی صد تناسب معلوم کرو -

(ج) - کاپر سلفیٹ کے محلول میں کاوی سوڈا ملاؤ - کاپر ہائیڈر آکسائیڈ کا نیلگوں رسوب بنتا ہے - اس کو علیحدہ کرکے گرم کرو - یہ سیاہ کاپر آکسائیڈ میں تبدیل ہوتا ہے - اس مرکب کی تھوڑی مقدار لے کر تجربہ (ب) کی طرح عمل کرو - اور آکسائیڈ میں اجزا کا فی صد تناسب معلوم کرو -

ا، ب، ج میں جو نتائج حاصل ہوتے ہیں ان کا مقابلہ کرو - یہ تقریباً برابر ہوتے ہیں -

ضعفی تناسبوں کا کلیہ

"جب دو عناصر ایک سے زیادہ تناسبوں میں ترکیب کھا کر مختلف مرکبات بناتے ہیں تو

ایک عنصر کی مقداریں جو دوسرے عنصر کی معین مقدار سے ترکیب کھاتی ہیں - ایک دوسرے کے ساتھ سادہ تناسب رکھتی ہیں"۔ مثلاً پارہ اور آکسیجن سے دو مرکبات مرکیورک آکسائیڈ اور مرکیورس آکسائیڈ بنتے ہیں - ان دونوں کے خواص جداگانہ ہوتے ہیں اور ان میں عناصر کا تناسب مختلف ہوتا ہے - مرکیورک آکسائیڈ میں وزناً آکسیجن کے ایک حصہ سے پارہ کے ۱۲۶۵ حصے ترکیب کھاتے ہیں - لیکن مرکیورس آکسائیڈ میں وزناً ایک حصہ آکسیجن سے ۲۵ حصے پارہ ترکیب کھاتا ہے - یعنی مرکیورک آکسائیڈ میں آکسیجن کے اکائی وزن سے پارہ کا جو وزن ترکیب کھاتا ہے - اس کی دوگنی مقدار مرکیورس آکسائیڈ میں آکسیجن کے اکائی وزن سے ترکیب کھاتی ہے :-

(۱) مرکیورک آکسائیڈ - پارہ : آکسیجن = ۱۲۶۵ : ۱

اور (۲) مرکیورس آکسائیڈ - پارہ : آکسیجن = ۲۵ : ۱

پس ان مرکبات میں آکسیجن کی اکائی مقدار سے ترکیب کھانے والے پارہ کی مقداروں میں سادہ ضعفی رشتہ (۱ : ۲) پایا جاتا ہے -

اسی طرح نائٹروجن کے کئی آکسائیڈز وجود پذیر ہیں - نائٹرس آکسائیڈ میں نائٹروجن اور آکسیجن کا تناسب ۷ : ۴ ہوتا ہے - نائٹرک آکسائیڈ میں ۷ : ۸ اور نائٹروجن پرآکسائیڈ میں ۷ : ۱۶ - ان مرکبات میں نائٹروجن کی معین مقدار کے ساتھ آکسیجن کی جو مختلف مقداریں ترکیب کھاتی ہیں - ان میں ۱ : ۲ : ۴ کا سادہ ضعفی تناسب پایا جاتا ہے -

کمی تشریح کے نتائج بالعموم فی صد کی رقوم میں بیان کئے جاتے ہیں - اور فیصد تناسبوں سے ضعفی تناسبوں کے کلیہ کا گمان نہیں ہوتا - لیکن اگر فی صد تناسبوں کو

اضافی اوزان میں تبدیل کیا جائے تو ضعفی تناسبوں کے کلیہ کی فوراً تصدیق کی جا سکتی ہے۔ اضافی اوزان میں تبدیل کرنے کا قاعدہ یہ ہے کہ ایک عنصر کے وزن کو دوسرے عنصر کے وزن سے تقسیم کیا جائے۔

مثال- کاربن مانا کسائیڈ میں کاربن کی مقدار ۴۲٫۸۶ فی صد ہے اور کاربن ڈائی آکسائیڈ میں ۲۷٫۲۷ فی صد ہوتی ہے۔ ان اعداد سے ضعفی تناسبوں کے کلیہ کی تصدیق کرو۔

(۱) کاربن مانا کسائیڈ میں کاربن ۴۲٫۸۶ فی صد اور آکسیجن ۵۷٫۱۴ فی صد ہوتی ہے۔

کاربن مانا کسائیڈ میں کاربن کی اکائی مقدار کے ساتھ آکسیجن کی $\frac{۵۷٫۱۴}{۴۲٫۸۶} = ۱٫۳۳$ مقدار ترکیب کھاتی ہے۔

(۲) کاربن ڈائی آکسائیڈ میں کاربن ۲۷٫۲۷ فی صد اور آکسیجن ۷۲٫۷۳ فی صد ہوتی ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ میں کاربن کی اکائی مقدار کے ساتھ آکسیجن کی $\frac{۷۲٫۷۳}{۲۷٫۲۷} = ۲٫۶۷$ مقدار ترکیب کھاتی ہے۔

ان مرکبات میں کاربن کی اکائی مقدار کے ساتھ آکسیجن کی اضافی مقداریں ۱٫۳۳ اور ۲٫۶۷ ترکیب شدہ ہوتی ہیں اور ان میں ۱ : ۲ کی سادہ نسبت پائی جاتی ہے۔ جس سے ضعفی تناسبوں کے کلیہ کی تصدیق ہوتی ہے۔

دئے ہوئے سوال کو حل کرنے کا دوسرا قاعدہ یہ ہے کہ مذکرہ مرکبات میں آکسیجن کی اکائی مقدار کے ساتھ ترکیب کھانے والی کاربن کی اضافی مقداریں محسوب کیجائیں اور

ان کا باہم مقابلہ کیا جائے۔

ضعفی تناسبوں کا کلیہ ڈالٹن نے پیش کیا تھا اور اسی کلیہ کی مدد سے اس نے نظریہ جوہر کی تدوین کی۔

وزن معادل اور جوابی تناسبوں کے کلیہ اور ترکیبی حجموں کے کلیہ پر اگلے ابواب میں بحث کی جائیگی۔

نظریۂ جوہر بعض یونانی علماء کا خیال تھا کہ مادہ نہایت چھوٹے چھوٹے ذرات پر مشتمل ہوتا ہے۔ جن کی سادہ تر ذرات میں تقسیم نہیں کی جا سکتی۔ ان ذرات کو جوہر سے موسوم کیا گیا۔ یونانی زبان میں اس کے لئے لفظ (Atom) استعمال ہوتا ہے جس سے مراد ناقابل تقسیم یا ناقابل شکست ہے۔ ڈالٹن (Dalton) نے کیمیائی ترکیب کے کلیات کی توجیہ کے لئے اسی پرانے تخیل کی تجدید کی۔

ڈالٹن نے جوہر کے تخیل کے ساتھ چند مفروضات وابستہ کر دئے جس سے اس نظریہ کو کیمیا کے اساسی اصول کی حیثیت حاصل ہو گئی۔ نظریۂ جوہر کے مفروضات حسب ذیل ہیں۔

(۱) کیمیائی عناصر قلیل مادی ذرات یا جواہر پر مشتمل ہوتے ہیں جن کی تحلیل و تقسیم ممکن نہیں۔ جواہر کیمیائی تعاملات میں اپنی ہستی کو برقرار رکھتے ہیں۔

جدید تحقیقات (فصل ۱۵) سے معلوم ہوتا ہے کہ جوہر ناقابل تقسیم شئے نہیں۔ بعض بھاری عناصر (مثلاً ریڈیم وغیرہ) کے جواہر خود بخود تحلیل ہو کر ہلکے عناصر کے جوہروں میں تبدیل ہوتے ہیں۔ نیز مصنوعی طور پر بعض عناصر کے جوہروں کی تحلیل سے سادہ تر عناصر کے جواہر حاصل کئے گئے ہیں۔ پس نظریۂ جوہر کا اصل مفروضہ اب قابل قبول نہیں۔ تاہم کسی تجربہ سے یہ نہیں معلوم ہوا کہ کیمیائی تعامل میں جواہر کی تقسیم ہوتی ہے

یعنی نصف یا ایک تہائی جوہر کسی تعامل میں حصہ نہیں لیتا۔ پس جوہر کی یہ تعریف کہ مادہ کا وہ اقل ذرہ جو کیمیائی تعامل میں حصہ لیتا ہے اب تک صحیح سمجھی جاتی ہے۔

(۲) کسی عنصر کے تمام جوہر ہر لحاظ سے یکساں ہوتے ہیں اور ان کی کمیت یا وزن مساوی ہوتا ہے۔ یعنی ہر عنصر کی یہ خصوصیت ہے کہ اس کا ایک خاص **وزن جوہر** ہوتا ہے۔ جواہر کے اصل اوزان نہایت قلیل ہوتے ہیں اس لئے ڈالٹن نے اضافی اوزان جوہر پر توجہ کی اور اس کے لئے ہائیڈروجن کے جوہر کے وزن کو اکائی قرار دیا۔

حالیہ تحقیقات (فصل ۱۵) سے معلوم ہوتا ہے کہ اکثر عناصر چند "ہم مقاموں" کا آمیزہ ہوتے ہیں جن کے کیمیائی خواص یکساں ہوتے ہیں لیکن وزن جوہر مختلف ہوتا ہے پس ڈالٹن کا یہ مفروضہ بھی درست نہیں۔ تاہم معمولی اغراض کے لئے اس کی صحت کو تسلیم کرنے میں کوئی ہرج نہیں۔

(۳) عناصر کی کیمیائی ترکیب اصل میں ان کے جوہروں کے باہمی اتحاد کے باعث واقع ہوتی ہے۔ جب کبھی جوہروں میں اس قسم کا اتحاد واقع ہوتو اس عمل میں حصہ لینے والے جوہروں کی تعداد میں بالعموم سادہ نسبت پائی جاتی ہے۔ چنانچہ عنصر ا اور ب کی ترکیب واقع ہوتو اس عمل میں عنصر ا اور ب کے جوہر حصہ لیتے ہیں۔ اور ان میں سادہ تناسب پایا جاتا ہے۔ مثلاً ا کا ایک جوہر ب کے ایک، دو، تین (وغیرہ) جوہروں سے ترکیب کھائیگا یا ا کے دو جوہر ب کے تین، پانچ (وغیرہ) جوہروں سے ترکیب کھائینگے۔

(۴) ہر مرکب کی تقسیم سے ایک "مرکب جوہر" حاصل ہوتا ہے۔ ہر مرکب کے تمام "مرکب جوہر" وزن اور دیگر خواص میں یکساں ہوتے ہیں۔

لیکن "مرکب کے جوہر" عناصر کے جوہروں کی طرح ناقابل تقسیم نہیں ہوتے۔ یہ دو یا زیادہ سادہ جواہر پر مشتمل ہوتے ہیں اور ان کی تحلیل سے دو یا زیادہ سادہ جواہر حاصل ہوتے ہیں۔ "مرکب جوہر" کو اب "سالمہ" سے موسوم کیا جاتا ہے۔ (فصل ۵)۔ آیندہ بحث میں "مرکب جوہر" کے بجائے ہم اسی اصطلاح کو استعمال کرینگے

کیمیائی ترکیب کے کلیات کی توجیہ

نظریہ جوہر سے کیمیائی ترکیب کے کلیات کی بآسانی توجیہ کیجا سکتی ہے۔ نیز غور کرنے پر معلوم ہوگا کہ یہ کلیات نظریہ جوہر کے نتائج صریح ہیں۔

(۱) **بقائے مادہ کا کلیہ :۔** چونکہ کیمیائی تعاملات میں جوہروں کی تقسیم و تخریب نہیں ہوتی بلکہ صرف ان کی ترتیب بدل جاتی ہے۔ اسلئے وہ اپنی کمیت برقرار رکھتے ہیں۔ اور ہر مرکب کا وزن اس کے ترکیبی جواہر کے اوزان کا حاصل جمع ہوتا ہے۔ یہی بالفاظ دیگر بقائے مادہ کا کلیہ ہے۔

(۲) **مستقل تناسبوں کا کلیہ :۔** ہر مرکب سالمات پر مشتمل ہوتا ہے اور اس کے تمام سالمات وزن اور دیگر خواص میں یکساں ہوتے ہیں۔ مرکب کے ہر سالمہ میں ترکیبی عناصر کے چند جواہر ہوتے ہیں جن کا ایک خاص وزن ہوتا ہے۔ پس مرکب کو خواہ کسی طرح تیار کیا جائے ہر صورت میں مرکب کے پیدا ہونیوالے سالمات میں ترکیبی عناصر کے جواہر کی معین تعداد ہوتی ہے جن کا معین وزن ہوتا ہے۔ یعنی مرکب کے سالمہ میں ان کا تناسب بھی معین ہوتا ہے۔ بالفاظ دیگر مرکب کی ترکیب ہمیشہ مستقل ہوتی ہے۔ چنانچہ گندک اور لوہے کی ترکیب سے فیرس سلفائیڈ مرکب بنتا ہے۔ فیرس سلفائیڈ کے تمام سالمات یکساں ہوتے ہیں۔

اور ہر سالمہ میں گندک کا ایک جوہر اور لوہے کا ایک جوہر ترکیب شدہ ہوتا ہے۔ گندک کے اور لوہے کے جواہر کا الگ الگ خاص وزن ہوتا ہے۔ پس فیرس سلفائیڈ کے سالمہ میں (خواہ اس کو کسی ذریعہ یا تدبیر سے تیار کیا جائے) ہمیشہ گندک کا ایک جوہر اور لوہے کا ایک جوہر ہوگا جس کے باعث اس مرکب میں اجزا کا تناسب ہمیشہ مستقل ہوتا ہے۔ یہی استدلال دیگر مرکبات پر کیا جاسکتا ہے جس سے مستقل تناسبوں کا کلیہ اخذ ہوتا ہے۔

(۳) ضعفی تناسبوں کا کلیہ:- فرض کرو کہ عناصر ا اور ب کی ترکیب سے دو مرکبات بنتے ہیں۔ جن میں پہلے مرکب کے سالمہ میں ا کا ایک جوہر ب کے ایک جوہر سے ترکیب شدہ ہوتا ہے۔ اب اگر دوسرے مرکب میں ا کی مقدار زیادہ ہو تو نظریۂ جوہر کی رو سے اس میں ب کے ایک جوہر کے ساتھ ا کا کم سے کم ایک جوہر زاید ہونا چاہیئے۔ یعنی دوسرے مرکب کے ایک سالمے کے بنانے کے لئے ب کے ایک جوہر کے ساتھ ا کے کم از کم ۲ جواہر ترکیب کھاتے ہیں۔ اب چونکہ ب کے ایک جوہر کا وزن دونو مرکبات میں معین ہوتا ہے اس لئے ان مرکبات میں ا کے اوزان میں سادہ نسبت (۱ : ۲) پائی جاتی ہے اور ضعفی تناسبوں کا کلیہ حاصل ہو جاتا ہے۔ چنانچہ نائٹروجن کے مختلف آکسائیڈز کی ترکیب تعداد جوہر کے رقوم میں حسب ذیل ہوتی ہے:

مرکب	(۱) نائٹرس آکسائیڈ	(۲) نائٹرک آکسائیڈ	(۳) نائٹروجن ٹرائی آکسائیڈ	(۴) نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ	(۵) نائٹروجن پنٹا آکسائیڈ
نائٹروجن	۲ جوہر	۱ جوہر (یا ۲)	۲ جوہر	۲ جوہر	۲ جوہر
آکسیجن	۱ جوہر	۱ جوہر (یا ۲)	۳ جوہر	۴ جوہر	۵ جوہر

پس ان مرکبات میں آکسیجن کی مقداروں میں ۱ : ۲ : ۳ : ۴ : ۵ کا سادہ تناسب پایا جاتا ہے۔

(۴) **جوابی تناسبوں کا کلیہ**:- (فصل ۳)- فرض کرو کہ دو عناصر ا اور ب اس طرح ترکیب کھاتے ہیں کہ ان کے مرکب میں ا کا ایک جوہر اور ب کا ایک جوہر ہوتا ہے- نیز عناصر ب اور ج کے مرکب میں ب کے ایک جوہر سے ج کے دو جواہر ترکیب کھاتے ہیں- اب اگر ا اور ج آپس میں ترکیب کھائیں تو ان کے ترکیبی تناسب یہ ہونگے :- ایک جوہر ا : ۲ جوہر ج ' ایک جوہر ا : ۳ یا ۴ یا ۵ (وغیرہ) جواہر ج ' ایک جوہر ج : ۲ جواہر ا (یا ۳ ' ۴ جوہر وغیرہ) ' مختصراً یہ کہ ا اور ج کے تناسب وہی ہوتے ہیں جو ب کی معین مقدار سے ترکیب کھاتے ہیں یا ان تناسبوں کے ضعف ترکیب میں حصہ لیتے ہیں- یہی جوابی تناسبوں کا کلیہ ہے- مثلاً ہائیڈروجن کلورائیڈ مرکب میں ہائیڈروجن کے ایک جوہر سے کلورین کا ایک جوہر ترکیب کھاتا ہے اور پانی میں ہائیڈروجن کے دو جوہروں سے آکسیجن کا ایک جوہر ترکیب کھاتا ہے- ان دونوں مرکبات میں ہائیڈروجن کی معین مقدار (۲ جواہر) سے کلورین کے دو جواہر اور آکسیجن کا ایک جوہر جداگانہ ترکیب کھاتا ہے- اب کلورین اور آکسیجن میں ترکیب ہو تو حسب ذیل مرکبات بن سکتے ہیں- (۱) ۲ جوہر کلورین : ایک جوہر آکسیجن '
(۲) ۲ جوہر کلورین : ۲ جوہر آکسیجن (۳) ۲ جوہر کلورین : ۳ جوہر آکسیجن '
(۴) ۲ جوہر کلورین : ۴ جوہر آکسیجن (۵) ۲ جوہر کلورین : ۵ جوہر آکسیجن
(۶) ۲ جوہر کلورین : ۶ جوہر آکسیجن (۷) ۲ جوہر کلورین : ۷ جوہر آکسیجن وغیرہ
عملاً کلورین اور آکسیجن کے حسب ذیل مرکبات وجود پذیر ہیں :- کلورین مان آکسائیڈ (مرکب ۱) کلورین ڈائی آکسائیڈ (مرکب ۴) ' کلورین ہکسا آکسائیڈ (مرکب ۶) ' اور کلورین ہپٹا آکسائیڈ (مرکب ۷)-

(۵) ڈالٹن کے نظریہ سے مجمی ترکیب کے کلیہ کی توجیہ نہیں ہوتی (فصل ۵)۔

ڈالٹن کے نظریہ جوہر کے نقائص اس میں شک نہیں کہ ڈالٹن کے نظریہ جوہر سے کیمیائی ترکیب کے کلیات کی بآسانی توجیہ ہوتی ہے۔ لیکن اس نظریہ سے جواہر کے اضافی اوزان کی تخمین میں مدد نہیں ملتی۔ چنانچہ پانی میں اکائی وزن ہائیڈروجن کے ساتھ آکسیجن کے ۸ اوزان ترکیب کھاتے ہیں۔ اس سے ہمیں ان عناصر کے ترکیبی تناسب معلوم ہوتے ہیں اور یہ مطلق معلوم نہیں ہوتا کہ پانی کے ہر سالمہ میں دونوں عناصر کے کتنے کتنے جوہر موجود رہتے ہیں۔ اگر یہ فرض کیا جائے کہ پانی کے ایک سالمہ میں ہائیڈروجن کا ایک جوہر اور آکسیجن کا ایک جوہر ترکیب شدہ ہوتا ہے (جیسا کہ ڈالٹن کا خیال تھا) تو آکسیجن کا وزن جوہر ہائیڈروجن کی اضافت سے ۸ ہوگا۔ لیکن اگر پانی میں ہائیڈروجن کے دو جواہر اور آکسیجن کا ایک جوہر ہو (جیسا کہ ڈیوی نے ترکیبی حجموں کی بناء پر فرض کیا تھا) تو آکسیجن کا وزن جوہر ۱۶ ہوتا ہے۔

اگر دو عناصر کے $و_1$، $و_2$ اوزان باہم ترکیب کھائیں تو $و_1 : و_2 = ع_1 ل_1 : ع_2 ل_2$ ہوتا ہے جہاں $ل_1$، $ل_2$ عناصر کے اوزان جوہر اور $ع_1$، $ع_2$ جوہروں کی صحیح تعداد ہے۔ پس محض $و_1$، $و_2$ کی پیمائش سے اوزان جوہر کی نسبت نہیں معلوم کی جا سکتی۔ اس کے لئے $ع_1$، $ع_2$ کی نسبت بھی معلوم ہونا ضروری ہے۔ اس خصوص میں ڈالٹن کو اپنے نظریہ سے مطلق مدد نہ ملی اور مجبوراً اسے بعض امتحانی اصولوں پر تکیہ کرنا پڑا۔ چنانچہ اس نے فرض کیا کہ اگر دو عناصر صرف ایک تناسب میں ترکیب کھائیں اور ان کا صرف ایک مرکب حاصل ہو تو اس مرکب میں ہر عنصر کا صرف ایک جوہر ہوتا ہے۔ مثلاً پانی میں ہائیڈروجن کا ایک جوہر آکسیجن کا ایک جوہر۔ ایمونیا میں نائٹروجن کا ایک جوہر اور ہائیڈروجن کا

ایک جوہر فرض کیا گیا۔ پس یہی وجہ ہے کہ ڈالٹن نے جو اضافی اوزان جوہر مقرر کئے تھے وہ اکثر و بیشتر تر کیبی تناسب (یا وزن معادل) کو ظاہر کرتے ہیں۔

ڈالٹن نے یہ بھی فرض کیا تھا کہ آزاد حالت میں عناصر مفرد جواہر کے طور پر وجود پذیر ہوتے ہیں۔ لیکن اس مفروضہ سے حجمی ترکیب کے کلیہ کی توجیہ نہیں ہوتی۔

مندرجۂ بالا دو نقائص بڑی حد تک آواگادرو کے دعوی سے دور ہو گئے۔

کیمیائی عناصر کے نام اور علامتیں

جو عناصر قدیم زمانے سے معلوم ہیں ان کے پرانے نام اب تک برقرار ہیں۔ لیکن عہد جدید میں جن عناصر کا انکشاف ہوا ان کے ناموں میں باقاعدگی پائی جاتی ہے۔ دھاتی عناصر کے نام انگریزی میں "um" (اردو میں م) اور ادھاتی عناصر کے نام "on" "en" "ine" (ن) پر ختم ہوتے ہیں۔ اکثر عناصر کے نام یونانی زبان سے ماخوذ ہیں۔ اور کسی ایک مناسبت کی بنا پر رکھے گئے ہیں۔ مثلاً کلورین (لفظ Chloros = سبزی مائل زرد) کا نام اس کے رنگ کی بناء پر رکھا گیا۔ بعض عناصر کے نام دیومالا (Mythology) سے منسوب ہیں۔ مثلاً و ینیڈیم (Vanadis = اسکینڈے نیویا کی ایک دیوی کا نام) اور تھوریم (Thor = اسکینڈے نیویا کا ایک دیوتا)۔ بعض عناصر کے نام ان کے مقام انکشاف کی بناء پر رکھے گئے ہیں۔ مثلاً اسٹرانشیئم (مقام Strontian واقع اسکاٹ لینڈ)۔ روتھینیئم (ضلع Ruthenia واقع وسط یورپ)۔ رینیئم (دریائے Rhine واقع جرمنی)۔ بعض عناصر کے نام ان کے مشہور معدنی یا مرکب کے لحاظ سے رکھے گئے۔ مثلاً بیریلیئم (معدنی Beryl)، زرکونیئم (معدنی Zircon)، سوڈیم (مرکب Soda)، پوٹاسیم (مرکب Potash)۔ بعض عناصر کے نام ستاروں سے

ماخوذ ہیں۔ مثلاً پلاڈیم (ستارہ Pallas)، یورانیم (ستارہ Uranus)، سیلینیم (Selene بمعنی چاند)، ٹیلوریم (Tellus بمعنی زمین) اور ہیلیم (Helios بمعنی سورج)۔

ڈالٹن نے جوہروں کے لئے بعض علامتیں استعمال کیں۔ مثلاً ہائیڈروجن = ⊙ اور آکسیجن = ○، لیکن برزیلیئس نے عناصر کو ان کے سرحرف سے تعبیر کرنے کا طریقہ ایجاد کیا۔ مثلاً آکسیجن = O، ہائیڈروجن = H، جب ایک سے زیادہ عناصر کے نام ایک ہی حرف سے شروع ہوں تو امتیاز کے لئے پہلے حرف کے ساتھ دوسرا یا کوئی اور حرف استعمال کیا جاتا ہے۔ مثلاً Sulphur، Selenium اور Silicon ایک ہی حرف سے شروع ہوتے ہیں اور ان کی علامتیں علی الترتیب S، Se، Si ہیں۔ اسی طرح C=Carbon، Ca=Calcium، Cd=Cadmium، Ce=Cerium، Cl=Chlorine، Co=Cobalt، Cr=Chromium، Cs=Caesium اور Cu=Copper،

برزیلیئس کی استعمال کردہ علامتوں کو عناصر کے مخفف نام سمجھا جا سکتا ہے۔ لیکن بعض صورتوں میں انگریزی اور لاطینی ناموں کے اختلاف کے باعث علامتیں بدل گئی ہیں۔

(۱) سونا (Gold) - Aurum - Au

(۲) چاندی (Silver) - Argentum - Ag

(۳) تانبا (Copper) - Cuprum - Cu

(۴) لوہا (Iron) - Ferrum - Fe

(۵) سیسا (Lead) - Plumbum - Pb

(۶) قلعی Sn - Stannum - (Tin)

(۷) انٹیمنی Sb - Stibium - (Antimony)

(۸) پارہ Hg - (یونانی) Hydrargyrum - (Mercury)

(۹) سوڈیم Na - (جرمن) - Natrium - (Sodium)

(۱۰) پوٹاسیم K - (جرمن) - Kalium - (Potassium)

(۱۱) ٹنگسٹن W - (جرمن) - Wolfram - (Tungsten)

عناصر کی علامتیں تمام زبانوں میں یکساں ہوتی ہیں اور ان کو بین الاقوامی سند حاصل ہے۔ کیمیائی علامت نہ صرف عنصر کو بلکہ اس کے ایک جوہر کو اور اس مقدار کو جو عنصر کے وزن جوہر کے متناسب ہوتی ہے تعبیر کرتی ہے مثلاً O = آکسیجن کا ایک جوہر یا آکسیجن کے وزناً ۱۶ حصے۔ اور Cl = کلورین کا ایک جوہر یا کلورین کے وزناً ۳۵٫۴۶ حصے۔

مرکبات کے نام اور ضابطے | مرکبات کے نام ترکیبی عناصر کی مناسبت سے رکھے جاتے ہیں۔ اور مرکب کے نام سے اس کی ترکیب بھی ظاہر ہوتی ہے۔ دو عناصر کے مرکبات یا ثنائی مرکبات میں دھاتی عنصر (یا نسبتاً زیادہ دھاتی عنصر) کا نام پہلے اور ادھاتی عنصر (یا نسبتاً زیادہ ادھاتی عنصر) کا نام بعد میں ہوتا ہے۔ اور ادھاتی عنصر کے نام میں تھوڑی سی تبدیلی کرکے اس کے ساتھ ide (آئیڈ) لگایا جاتا ہے۔ مثلاً سوڈیم کلورائیڈ (سوڈیم اور کلورین کا مرکب)۔ مرکبات کے ناموں میں عناصر حسب ترتیب ذیل استعمال ہوتے ہیں:- (۱) دھاتیں۔ (۲) کاربن۔ (۳) ہائیڈروجن۔ (۴) نائٹروجن، فاسفورس، آرسینک۔

(۵) گندک، سیلینیم، ٹیلوریم - (۶) لوجن (آئیوڈین، برومین، کلورین، فلورین) - (۷) آکسیجن - اس کا مفہوم یہ ہے کہ اگر دھاتیں ۲، ۳، ۴، ۵، ۶، ۷ کے کسی عنصر کے ساتھ ترکیب شدہ ہوں تو مرکبات کے نام اس طرح ہونگے :-
ایلومنیم کاربائیڈ، سوڈیم ہائیڈرائیڈ، میگنیشیم نائٹرائیڈ، پوٹاسیم سلفائیڈ، کاپرکلورائیڈ، سلور آکسائیڈ - لیکن جب کاربن ۳، ۴، ۵، ۶، ۷ کے عناصر سے ترکیب کھاتی ہے تو کاربن (ٹٹرا) ہائیڈرائیڈ (میتھین)، کاربن (ڈائی) سلفائیڈ، کاربن (ڈائی) آکسائیڈ وغیرہ مرکبات بنتے ہیں - اسی طرح ہائیڈروجن فاسفائیڈ، ہائیڈروجن سلفائیڈ، ہائیڈروجن فلورائیڈ، ہائیڈروجن پرآکسائیڈ وغیرہ -

ضابطہ کیمیائی مرکبات کو ان کے ترکیبی عناصر کی علامتوں کے مجموعہ کے طور پر ظاہر کیا جاتا ہے - اس طرح حاصل ہونے والی علامت **ضابطہ** کہلاتی ہے - مثلاً چونا کیلسیم اور آکسیجن کا مرکب ہے اس کا ضابطہ CaO ہے - مرکب کے ضابطہ میں دھاتی عنصر کو پہلے اور ادھاتی عنصر کو بعد میں لکھا جاتا ہے - مرکب میں کسی عنصر کے ایک سے زیادہ جوہر ہوں تو عنصر کی علامت کے نیچے جواہر کی تعداد درج کی جاتی ہے - مثلاً پانی میں آکسیجن کے ایک جوہر کے ساتھ ہائیڈروجن کے ۲ جوہر ترکیب شدہ ہوتے ہیں - اور اس کا ضابطہ H_2O ہوتا ہے - ضابطہ کے آگے عدد درج کیا جائے تو اس سے سالمات کی تعداد مراد ہوتی ہے - مثلاً $2H_2O$ پانی کے دو سالمات کو ظاہر کرتے ہیں - مرکب کا ضابطہ اس کے ایک سالمہ کے وزن کی تعبیر کرتا ہے -
جب دو عناصر آپس میں مل کر ایک سے زیادہ مرکبات بناتے ہیں تو ان کے ناموں میں سابقے (Prefixes) اور لاحقے (Suffixes) استعمال کئے جاتے ہیں - مثلاً سلفر ڈائی آکسائیڈ، سلفر ٹرائی آکسائیڈ، کیوپرس آکسائیڈ، کیوپرک آکسائیڈ وغیرہ -

مانو (ایک)، ڈائی (دو)، ٹرائی (تین)، ٹٹرا (چار)، پنٹا (پانچ)، ہکسا (چھ) اور ہپٹا (سات) کے سابقے ادھاتی عنصر کے ساتھ لگائے جاتے ہیں - اور یہ مرکب میں ادھاتی عنصر کے جوہروں کی تعداد کو ظاہر کرتے ہیں - مثلاً کاربن مانا کسائیڈ (CO)، کاربن ڈائی آکسائیڈ (CO_2)، فاسفورس ٹرائی آکسائیڈ (P_2O_3)، فاسفورس ٹٹرا آکسائیڈ (P_2O_4)، فاسفورس پنٹا کسائیڈ (P_2O_5)، مینگنیز ہپٹا کسائیڈ (Mn_2O_7)، آس (ous) اور اِک (ic) کے لاحقے دھاتی جز کے ساتھ لگائے جاتے ہیں - دھاتی جز زیادہ ہو تو "آس" اور دھاتی جز کم ہو تو "اِک" مثلاً کیوپرس آکسائیڈ (Cu_2O)، کیوپرک آکسائیڈ (CuO) - آج کل Sub-، Proto- اور Sesqui- کی اصطلاحیں غیر مستعمل ہیں - اور پرآکسائیڈ کی اصطلاح مخصوص نمونے کے آکسائیڈز کے لئے مختص ہے -

دو سے زیادہ عناصر کے مرکبات کی صورت میں "ate" (یٹ) اور "ite" (آئیٹ) کے لاحقے استعمال کئے جاتے ہیں - اول الذکر اس وقت جب مرکب میں ادھاتی جز زیادہ ہو اور آخر الذکر اس وقت جب ادھاتی جز کم ہو - مثلاً پوٹاسیم سلفیٹ (K_2SO_4)، پوٹاسیم سلفائیٹ (K_2SO_3) -

اصلیئے | ہر مرکب کے دو جز فرض کئے جاتے ہیں - مرکب کے اجزا کو اصلیئے (Radicle) کہتے ہیں - ان میں سے ایک اصلیہ دھاتی یا مثبت خواص کا ہوتا ہے اور دوسرا ادھاتی یا منفی خواص کا - اور ایک اصلیہ کو دھاتی یا مثبت اصلیہ کہتے ہیں تو دوسرے کو ادھاتی یا منفی - ثنائی یا دو عناصر کے مرکبات میں ہر عنصر ایک اصلیہ کے طور پر عمل کرتا ہے - مثلاً سوڈیم کلورائیڈ ($NaCl$) میں سوڈیم مثبت اصلیہ اور کلورین منفی اصلیہ ہوتی ہے -

لیکن دو سے زیادہ عناصر کے مرکبات میں چند جواہر کا گروہ مفرد اصلیہ کے طور پر عمل کرتا ہے مثلاً پوٹاسیم سلفیٹ (K_2SO_4) مرکب میں گروہ (SO_4) یا سلفیٹ منفی اصلیہ کی طرح عمل کرتا ہے۔ اس نوع کے دیگر اصلیئے سلفائیٹ (SO_3)، کلوریٹ (ClO_3)، نائٹریٹ (NO_3)، نائٹرائیٹ (NO_2)، ہائیڈرآکسائیڈ (OH)، فاسفیٹ (PO_4)، کاربونیٹ (CO_3) وغیرہ ہیں۔ پیچیدہ دھاتی اصلیئے کی سب سے مشہور مثال امونیم (NH_4) ہے۔

کیمیائی علامتیں اور ضابطے بالعموم کیمیائی مساواتوں (فصل ۸) میں استعمال کئے جاتے ہیں۔ اور عام عبارت میں شئے کے نام کے بجائے اس کے ضابطے کا اندراج ایک بڑی غلطی ہے۔ مثلاً اگر آپ یہ لکھیں کہ میں نے معمولی نمک کو H_2O میں حل کیا تو اس سے یہ مراد ہوگی کہ نمک کے حل کرنے میں آپ نے پانی کا صرف ایک سالمہ لیا حالانکہ یہ سراسر غلط ہے۔

خلاصہ

کیمیائی ترکیب کے کلیات حسب ذیل ہیں:- (۱) بقائے مادہ کا کلیہ: "تعامل سے حاصل ہونے والی اشیاء کا وزن متعامل اشیاء کے وزن کے برابر ہوتا ہے" یا "کیمیائی تغیر میں مادہ کی مقدار میں کمی بیشی نہیں ہوتی۔ مادہ صرف اپنی شکل بدلتا ہے"۔ اس کلیہ کے نتیجہ کے طور پر مرکب کا وزن ترکیبی عناصر کے اوزان کا حاصل جمع ہوتا ہے۔ (۲) مستقل تناسبوں کا کلیہ:- "جب دو عناصر باہم ترکیب کھاتے ہیں تو ان کے اوزان میں معین تناسب پایا جاتا ہے"۔ اس کا نتیجہ یہ ہے کہ ہر مرکب کی ترکیب مستقل ہوتی ہے۔ (۳) ضعفی تناسبوں کا کلیہ:- دو عناصر باہم مل کر

ایک سے زیادہ مرکبات بنائیں تو ایک عنصر کی معین مقدار سے دوسرے عنصر کی جو مقداریں ترکیب کھاتی ہیں ان میں سادہ صحیح رشتہ پایا جاتا ہے - (۳) **وزنِ معادل کا کلیہ** :- (فصل ۳) - (۵) **حجمی ترکیب کا کلیہ** :- (فصل ۴) -

کیمیائی ترکیب کے کلیات کی توجیہ نظریہ جوہر سے ہوتی ہے - اس کے مفروضات یہ ہیں :- (۱) مادہ چھوٹے چھوٹے ذرات یا جواہر پر مشتمل ہوتا ہے - جو کیمیائی تعاملات میں اپنی ہستی کو برقرار رکھتے ہیں - (۲) کسی عنصر کے تمام جواہر وزن اور دیگر خواص میں یکساں ہوتے ہیں - ہر عنصر کا ایک خاص وزنِ جوہر ہوتا ہے - (۳) کیمیائی ترکیب جوہروں کے اتحاد پر مشتمل ہوتی ہے - کیمیائی ترکیب میں جواہر کی صحیح تعداد حصہ لیتی ہے - باہم ترکیب کھانے والے دو عناصر کے جوہروں کی تعداد میں سادہ عددی نسبت پائی جاتی ہے - (۴) ہر مرکب "مرکب جواہر" (یا سالمات) پر مشتمل ہوتا ہے - ہر مرکب کے تمام جواہر وزن اور دیگر خواص میں یکساں ہوتے ہیں -

نظریہ جوہر سے حجمی ترکیب کے کلیہ کی توجیہ نہیں ہوتی اور اس سے عناصر کے اضافی اوزان جوہر کی تعیین میں بھی مدد نہیں ملتی -

ہر عنصر کے لئے ایک علامت استعمال کی جاتی ہے - جس سے اس کا ایک جوہر یا ایک وزن جوہر مراد ہوتا ہے - مرکب کے لئے "ضابطہ" استعمال کیا جاتا ہے جس سے مرکب میں پائے جانے والے عناصر کے نام اور ان کے جوہروں کی تعداد معلوم ہوتی ہے -

سوالات

(۱) بقائے مادہ کا کلیہ بیان کرو - تجربہ سے اس کی تصدیق تم کیونکر کرو گے ؟

(۲) ایک گرام تانبے کے سلفوف کو کلورین کی رو میں گرم کرنے پر اس کے وزن میں ۱۱۶ء۱ گرام

کا اضافہ ہوا - کاپر کلورائیڈ کی فی صد ترکیب کیا ہے ؟ (تانبا ۴۷٫۳۴ - بقیہ کلورین)

(۳) حسب ذیل مشاہدات سے مرکیورک آکسائیڈ کی فی صد ترکیب معلوم کرو :- نلی کا وزن = ۱۱٫۲۱۷ گرام ، نلی اور آکسائیڈ کا وزن = ۱۴٫۶۰۴۲ ، نلی اور پارہ کا وزن = ۱۳٫۶۸۳۳ گرام - (پارہ = ۹۲٫۶۶ ، بقیہ آکسیجن)

(۴) ایلومینیم آکسائیڈ میں ۴۷٫۱ فی صد آکسیجن ہوتی ہے - ۱۰٫۸۴ گرام ایلومینیم کے سفوف کو ہوا میں جلانے پر وزن میں کس قدر اضافہ ہوگا ؟ (۹٫۶۴)

(۵) مستقل تناسبوں کا کلیہ بیان کرو - ۵٫۴۴۴ گرام تانبے کی تکسید سے ۶٫۸۱۱ گرام کاپر آکسائیڈ بنتا ہے اور ۰٫۸۰۸ گرام کاپر آکسائیڈ کی تحویل سے ۰٫۶۴۵ گرام تانبا آزاد ہوتا ہے - کیا ان اعداد سے مستقل تناسبوں کے کلیہ کی تصدیق ہوتی ہے ؟ (کاپر آکسائیڈ میں تانبا ۷۹٫۹۹ %)

(۶) اسٹاس (Stas) نے مختلف قاعدوں سے سلور کلورائیڈ تیار کیا - اس کے چند مشاہدات یہ تھے - (ا) ۹۱٫۶۴۲ گرام چاندی سے ۱۲۱٫۷۹۹ گرام سلور کلورائیڈ - (ب) ۱۰۸٫۵۴۹ گرام چاندی سے ۱۴۴٫۲۰۷ گرام سلور کلورائیڈ - (ج) ۶۹٫۸۶۷ گرام چاندی سے ۹۲٫۸۱۵ گرام سلور کلورائیڈ بنتا ہے - ان اعداد سے سلور کلورائیڈ کی فی صد ترکیب معلوم کرو - اور مستقل تناسبوں کے کلیہ کی تصدیق کرو - (سلور کلورائیڈ میں چاندی ۷۵٫۲۳ %)

(۷) ضعفی تناسبوں کا کلیہ بیان کرو - اس کی توضیح کے لئے تین مثالیں دو -

(۸) ۱۰ گرام اسٹانس سلفائیڈ کی تحویل سے ۷٫۸۷۷ گرام قلعی اور ۸ گرام اسٹانک سلفائیڈ کی تحویل سے ۵٫۱۹۶ گرام قلعی آزاد ہوتی ہے - ان مرکبات میں ایک گرام قلعی سے کس قدر گندک ترکیب کھاتی ہے - کیا یہ نتائج ضعفی تناسبوں کے کلیہ کے مطابق ہوتے ہیں ؟ (۰٫۲۷ اور ۰٫۵۴)

(**۹**) فاسفورس کے تین آکسائیڈز بنتے ہیں جن میں فاسفورس کی مقدار ۴۳٫۶۶، ۴۹٫۲۱ اور ۵۶٫۳۴% ہوتی ہے۔ ان اعداد سے ضعفی تناسبوں کے کلیہ کی تصدیق کرو۔ (۵ : ۴ : ۳)۔

(**۱۰**) حسبِ ذیل مشاہدات سے ضعفی تناسبوں کے کلیہ کی تصدیق کرو۔ (۱ : ۳ : ۴)

مرکب	سوڈیم کی فی صد مقدار	کلورین کی فی صد مقدار	آکسیجن کی فی صد مقدار
سوڈیم ہائپوکلورائیٹ	۳۰٫۹	۴۷٫۶	۲۱٫۵
سوڈیم کلوریٹ	۲۱٫۶	۳۳٫۳	۴۵٫۱
سوڈیم پرکلوریٹ	۱۸٫۸	۲۸٫۹	۵۲٫۳

(**۱۱**) ۱۳٫۹۶۲ گرام آرس کلورائیڈ پر پانی کے عمل سے ۷٫۸۸۸ گرام سونا اور تھوڑا سا آرک کلورائیڈ حاصل ہوا۔ اس آرک کلورائیڈ کو ۲۲۰° تک گرم کرنے پر اس کی تحلیل سے ۳٫۹۴۴ گرام سونا حاصل ہوا۔ آرس اور آرک کلورائیڈ میں ایک گرام سونے سے کس قدر کلورین ترکیب شدہ ہوتی ہے۔ کیا کلورین کی ان مقداروں میں سادہ نسبت پائی جاتی ہے۔

(**اشارہ**:- آرس کلورائیڈ کے ۱۳٫۹۶۲ گرام میں سونے کی مقدار = ۷٫۸۸۸ + ۳٫۹۴۴ = ۱۱٫۸۳۲ گرام۔ اور کلورین = ۱۳٫۹۶۲ − ۱۱٫۸۳۲ = ۲٫۱۳۰ گرام، آرک کلورائیڈ میں سونے کی مقدار = ۳٫۹۴۴ گرام اور کلورین کی مقدار ۲٫۱۳۰ گرام ہوتی ہے۔ کیونکہ آرس کلورائیڈ کی تحلیل سے پوری کلورین آرک کلورائیڈ میں تبدیل ہوتی ہے)۔

(**۱۲**) دو گرام سیندور کو زیادہ گرم کرنے پر ۱٫۹۵۳ گرام مردار سنگ حاصل ہوتا ہے جس کو ہائیڈروجن کی رو میں گرم کرنے پر ۱٫۸۱۳ گرام سیسا باقی رہتا ہے۔ مردار سنگ اور

سینڈوریں سیسے کے ایک گرام سے کتنی آکسیجن ترکیب شدہ ہوتی ہے؟ کیا آکسیجن کی مقداروں میں سادہ نسبت پائی جاتی ہے؟ (۳ : ۴)

(۱۳) ڈالٹن کا نظریہ جوہر بیان کرو۔ اس کے فوائد اور نقائص مختصراً بتاؤ۔

(۱۴) نظریۂ جوہر سے مستقل تناسبوں اور ضعفی تناسبوں کے کلیئے اخذ کرو۔

(۱۵) بعض مرکبات کے ترکیبی عناصر درج ذیل ہیں۔ ان کے نام لکھو۔
(ل) کیلسیئم اور کاربن۔ (ب) آئیوڈین اور کلورین۔ (ج) کاربن اور سلیکان۔ (د) سوڈیم، کاربن، آکسیجن۔

(۱۶) مرکب کے ضابطوں سے کیا مراد ہے؟ حسب ذیل مرکبات کے ضابطے بتاؤ۔
(ل) ہائیڈروجن کلورائیڈ۔ (ب) فاسفورس ٹرائی آکسائیڈ۔ (ج) پوٹاسیم کلوریٹ
(د) کیلسئم ہائپوکلورائیٹ۔ (س) امونیم نائٹریٹ۔

فصل (۳)

وزنِ معادل

اگر خالص سلفیورک تیزشہ کی ایک خاص مقدار مثلاً ۹۸ گرام میں پانی ملا کر ہلکا یا جائے اور اس ہلکائے تیزشہ میں سنگ مرمر کا ایک ٹکڑا ڈالیں تو اُبال ہوتا ہے۔ اور سنگ مرمر تحلیل ہوتا ہے۔ اس عمل میں کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس خارج ہوتی ہے اور کیلسیئم سلفیٹ مرکب بنتا ہے لیکن تجربہ سے ہمیں معلوم ہوگا کہ ۹۸ گرام سلفیورک تیزشہ سنگ مرمر کی لامحدود مقدار کی تحلیل کے قابل نہیں بلکہ یہ صرف ۱۰۰ گرام سنگ مرمر کی تحلیل کر سکتا ہے۔ اگر اس سے زیادہ سنگ مرمر ملایا جائے تو سنگ مرمر کی زاید مقدار تعامل کے بغیر باقی رہتی ہے۔ نیز اگر سنگ مرمر کی کم تر مقدار ملائیں تو زاید تیزشہ باقی رہ جاتا ہے۔ پس کیمیائی تعامل میں اشیاء کے معین اوزان حصہ لیتے ہیں۔ اور مذکورہ تجربہ میں ۹۸ گرام سلفیورک تیزشہ ۱۰۰ گرام سنگ مرمر کے کیمیائی طور پر برابر ہوتا ہے۔ اب اگر ۱۰۰ گرام سنگ مرمر کو لیکر نائٹرک تیزشہ کا عمل کروایا جائے تو ہمیں معلوم ہوگا کہ سنگ مرمر کی مکمل تحلیل کے لئے ۱۲۶ گرام نائٹرک تیزشہ درکار ہوتا ہے یعنی نائٹرک تیزشہ کے ۱۲۶ گرام سنگ مرمر کے ۱۰۰ گرام کے کیمیائی طور پر برابر ہوتے ہیں۔ اور کیمیائی عمل کے لحاظ سے ۹۸ گرام سلفیورک تیزشہ اور ۱۲۶ گرام نائٹرک تیزشہ ایک دوسرے کے برابر ہوتے ہیں۔ اشیاء کے وہ اوزان جو کیمیائی عمل کے

لحاظ سے مساوی ہوتے ہیں - ان کے **اوزان معادل** کہلاتے ہیں - مثال بالا میں سنگ مرمر کا وزن معادل ۱۰۰، سلفیورک ترشہ کا ۹۸ اور نائٹرک ترشہ کا ۱۲۶ ہوتا ہے - وزن معادل سے محض ایک عدد مراد ہے - چنانچہ سنگ مرمر کے ۱۰۰ گرام لیں تو سلفیورک ترشہ کے ۹۸ گرام کے مساوی ہوتے ہیں لیکن سنگ مرمر کے ۱۰۰ پونڈ لئے جائیں تو سلفیورک ترشہ کے ۹۸ پونڈ کے مساوی ہوتے ہیں -

جوابی تناسبوں کا کلیہ عناصر کے ترکیبی رشتوں کا مطالعہ کرنے سے ہمیں ایک کلیہ حاصل ہوتا ہے جسے جوابی تناسبوں کا کلیہ کہا جاتا ہے - یہ اصل میں اوزانِ معادل کے کلیہ کی ایک خاص شکل ہے - **جوابی تناسبوں کے کلیہ** کو ان الفاظ میں بیان کر سکتے ہیں - " ایک عنصر کی معین مقدار سے دیگر دو یا زیادہ عناصر کی جو مقداریں جداگانہ ترکیب کھاتی ہیں وہی مقداریں یا ان کے سادہ ضعف ان عناصر کی باہمی ترکیب کے موقع پر حصہ لیتے ہیں " مندرجۂ ذیل مثال پر غور کرو - (۱) سوڈیم، ہائیڈروجن سے ترکیب کھا کر سوڈیم ہائیڈرائیڈ بناتی ہے - اس مرکب میں سوڈیم کے ۲۳ حصوں سے ایک حصہ ہائیڈروجن ترکیب شدہ ہوتی ہے - (۲) سوڈیم، آکسیجن سے ترکیب کھا کر سوڈیم آکسائیڈ بناتی ہے جس میں ۲۳ حصے سوڈیم سے ۸ حصے آکسیجن ترکیب کھاتی ہے -

اب دو عناصر ہائیڈروجن اور آکسیجن تیسرے عنصر سوڈیم سے ترکیب کھاتے ہیں - اور سوڈیم کی معین مقدار (۲۳ حصوں) سے ہائیڈروجن کا ایک حصہ اور آکسیجن کے ۸ حصے ترکیب کھاتے ہیں - اگر جوابی تناسبوں کا کلیہ صحیح ہو تو آکسیجن اور ہائیڈروجن کی ترکیب سے جو مرکب بنتا ہے اس میں ان عناصر کا تناسب (۸ : ۱) یا (۸ : ۲) یا (۱۶ : ۱) وغیرہ ہونا چاہئے عملاً آکسیجن اور ہائیڈروجن کی ترکیب سے دو مرکبات بنتے ہیں - پانی اور

ہائیڈروجن پرآکسائیڈ جن میں عناصر کا تناسب حسب ذیل ہوتا ہے :-
(ا) پانی - آکسیجن ۸ : ہائیڈروجن ۱ ' (ب) ہائیڈروجن پرآکسائیڈ - آکسیجن ۱۶ : ہائیڈروجن ۱ - یہ اعداد جوابی تناسبوں کے کلیہ کے مطابق ہوتے ہیں -

اسی طرح سوڈیم کلورائیڈ میں ۲۳ گرام سوڈیم سے ۳۵٫۵ گرام کلورین ترکیب کھاتی ہے اور سوڈیم ہائیڈرائیڈ میں ۲۳ گرام سوڈیم سے ایک گرام ہائیڈروجن ترکیب شدہ ہوتی ہے - لہذا کلورین اور ہائیڈروجن کے مرکب میں ان عناصر کا تناسب ۳۵٫۵ : ۱ ہونا چاہیئے - ہائیڈروجن کلورائیڈ مرکب میں کلورین اور ہائیڈروجن میں یہی تناسب پایا جاتا ہے -
مندرجہ مثالوں سے ہائیڈروجن ' آکسیجن ' کلورین اور سوڈیم کے ترکیبی تناسب ۱ : ۸ : ۳۵٫۵ : ۲۳ حاصل ہوتے ہیں -

اسی طرح جوابی تناسبوں کے کلیہ کی مدد سے اعداد کی ایک فہرست حاصل کیجا سکتی ہے جس سے یہ ظاہر ہوتا ہے کہ مختلف عناصر ایک دوسرے سے کن تناسبوں میں ترکیب کھاتے ہیں اس قسم کی فہرست بنانے کے لئے یہ ضروری ہے کہ کسی ایک عنصر کو معیاری قرار دیا جائے جس سے تمام عناصر کے ترکیبی اوزان میں ایک باقاعدگی پیدا ہو جاتی ہے - ابتداءً ہائیڈروجن کے اکائی وزن یا ایک حصہ کو معیاری قرار دیا گیا - آج کل ہائیڈروجن کے بجائے آکسیجن کو معیاری سمجھا جاتا ہے - لیکن آکسیجن کے ترکیبی وزن کو اکائی کے بجائے ۸ کی قیمت دی جاتی ہے اور اس لحاظ سے "عنصر کا وزن معادل اس کا وہ وزن ہے جو آکسیجن کے ۸ اوزان سے ترکیب کھاتا یا ان کو ہٹاتا ہے" - آکسیجن کو ہائیڈروجن کے مقابلہ میں اس لئے ترجیح حاصل ہے کہ غیر عامل گیسوں کے سوا تقریباً تمام عناصر آکسیجن سے ترکیب کھاتے ہیں - یہ مرکبات بالعموم قیام پذیر ہوتے ہیں اور ان کی تالیف و تشریح

آسان ہوتی ہے۔ برخلاف اس کے عناصر کی صرف ایک تہائی مقدار ہائیڈروجن سے ترکیب کھاتی ہے اور اکثر صورتوں میں ہائیڈروجنی مرکبات کی تالیف و تشریح نسبتاً مشکل ہوتی ہے۔ آکسیجن کو ۸ کی قیمت دیں تو ہائیڈروجن کا وزن معادل ۱.۰۰۸ حاصل ہوتا ہے۔ "اور کسی عنصر کے وزن معادل سے مراد اس کا وہ وزن ہے جو ہائیڈروجن کے ۱.۰۰۸ اوزان سے ترکیب کھاتا یا اس کو ہٹاتا ہے"۔

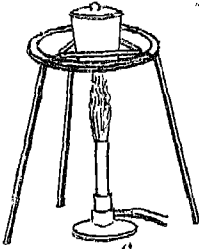
ہم بتا چکے ہیں کہ جوابی تناسبوں کا کلیہ اوزان معادل کے کلیہ کی ایک خاص شکل ہے۔ اس کلیہ کو اس طرح بیان کر سکتے ہیں۔ "اشیاء اپنے کیمیائی معادل کے تناسبوں میں تعامل کرتی ہیں"۔ یہ کلیہ کیمیائی تغیر کا نہایت عام کلیہ ہے اور مستقل تناسبوں اور ضعفی تناسبوں کے کلیئے اس کی خاص صورتیں ہیں۔ ہر عنصر کا ایک خاص وزن معادل ہوتا ہے جو اس کے نقطۂ اماعت، برقی موصلیت یا کسی اور طبیعی خاصیت کے مقابلہ میں زیادہ اہم خاصیت ہے۔ کسی عنصر کے وزن معادل کو ایک دفعہ معین کر لیں تو اس کی مدد سے اس کے دیگر مرکبات کی ترکیب معلوم کی جا سکتی ہے۔ جو عناصر ایک سے زیادہ تناسبوں میں آپس میں ترکیب کھاتے ہیں اور ایک سے زیادہ مرکبات بناتے ہیں ان کے اوزان معادل بھی ایک سے زیادہ ہوتے ہیں۔ اور ضعفی تناسبوں کے کلیہ سے معلوم ہوتا ہے کہ کسی عنصر کے مختلف اوزان معادل ایک دوسرے کے سادہ ضعف ہوتے ہیں۔

کیمیائی معادل کی اصطلاح کیونڈش (Cavendish) نے وضع کی تھی لیکن رشٹر (Richter) نے جوابی تناسبوں کا کلیہ پیش کیا۔ اس نے بعض اشیاء کے اوزان معادل کی فہرست بھی بنائی۔ برزیلیس (Berzelius)

نے بھی عناصر کے اوزان معادل کی ایک فہرست تیار کی - بلجیم کے کیمیا داں اسٹاس (Stas) نے کوئی چالیس سال اسی شعبہ پر تحقیقات کیں اور اس کے تجربات میں زیادہ احتیاط اور صحت کو ملحوظ رکھا گیا - موجودہ زمانہ میں ہارورڈ یونیورسٹی (امریکہ) کے پروفیسر ٹی - ڈبلیو - رچرڈز (T. W. Richards) کو اسٹاس کی جانشینی کا فخر حاصل ہے جنہوں نے اس شعبہ میں مزید تحقیقات کیں اور متقدمین کے نتائج کی نظر ثانی کی -

اوزانِ معادل کی صحیح پیمائش نہایت اہم ہے کیونکہ اوزان جوہر کی صحت کا دار و مدار ان کی قیمتوں پر ہوتا ہے (فصل ۶) - ذیل میں دھاتوں اور ادھاتوں کے اوزان معادل کی تجربی پیمائش کے قاعدے مختصراً بیان کئے جاتے ہیں -

دھاتوں کے اوزان معادل (۱) آکسائیڈ کی تالیف و تشریح کا قاعدہ - دھاتوں کے لئے یہی قاعدہ عام طور پر استعمال کیا جاتا ہے - اس قاعدہ میں دھات (مثلاً میگنیشیم) کو ہوا میں گرم کر کے یا نائٹرک ترشہ کے عمل سے (مثلاً قلعی و تانبا) آکسائیڈ میں تبدیل کیا جاتا ہے یا دھاتی آکسائیڈ کو ہائیڈروجن کی رو میں گرم کر کے اس کی تحویل سے دھات حاصل کی جاتی ہے - (دیکھو تجربہ ۴) - ہر صورت میں دھات اور آکسائیڈ کے وزن معلوم کر لئے جاتے ہیں اور حسب ذیل مساوات سے حساب کیا جاتا ہے - دھات کا وزن معادل = $\frac{\text{دھات کا وزن}}{\text{ترکیب کھانیوالی آکسیجن کا وزن}} \times 8$

تجربہ (۵) - میگنیشیم کا وزن معادل :- صاف چینی کی کٹھالی کو تولو - کٹھالی میں میگنیشیم کا تھوڑا سا صاف فیتہ ڈال کر دوبارہ تولو - ان دو اوزان کا فرق میگنیشیم کا وزن ہوتا ہے - لوہے کی تپائی پر چینی کا مثلث رکھو اور اس پر کٹھالی کو رکھو - اس کا

شکل ۶

ڈھکن بند کرو اور بنسنی شعلہ کے ذریعہ آہستہ آہستہ گرم کرو (شکل ۶) - تھوڑی دیر بعد کٹھالی کو ٹھنڈا کرو - اور ڈھکن کھولو تاکہ تازہ ہوا کٹھالی میں داخل ہو - مگر یہ احتیاط کرو کہ میگنیشیم آکسائیڈ کٹھالی سے باہر خارج ہونے نہ پائے - جب پوری دھات آکسائیڈ میں تبدیل ہو جائے تو کٹھالی کو خشکالہ میں رکھ کر ٹھنڈا کرو اور اس کو بہ احتیاط تولو - کٹھالی کو پھر گرم کرو اور ٹھنڈا کرکے تولو حتیٰ کہ اس کا وزن مستقل ہو جائے - اس وزن میں سے کٹھالی + میگنیشیم کے وزن کو تفریق کر دیا جائے تو اس آکسیجن کا وزن حاصل ہوتا ہے جو میگنیشیم کی لی ہوئی مقدار سے ترکیب کھاتی ہے - پھر مندرجہ بالا مساوات سے وزن معادل محسوب کرو -

تجربہ (۶) - قلعی کا وزن معادل :- ایک صاف کٹھالی میں ایک گرام قلعی ٹھیک ٹھیک تول لو - کٹھالی کو چینی کے مثلث (شکل ۶) پر رکھکر اس میں خالص مرتکز نائٹرک ترشہ قطرہ بہ قطرہ ڈالو - اس کا خیال رکھو کہ مادہ کٹھالی سے باہر نکلنے نہ پائے - جب تعامل ختم ہو جائے اور نائٹروجن پر آکسائیڈ کا اخراج موقوف ہو جائے تو کٹھالی کو نہایت احتیاط سے گرم کرو تاکہ زاید ترشہ دور ہو جائے - اب مادہ کو دیر تک گرم کرکے آکسائیڈ میں تبدیل کر دو - جب دخان کا اخراج بند ہو جائے تو کٹھالی کو ٹھنڈا کرکے تولو - گرم کرنے اور تولنے کا عمل ۳ - ۳ مرتبہ کرو تاکہ کٹھالی کا وزن مستقل ہو جائے - اب حسب قاعدہ وزن معادل محسوب کرو -

اسی تجربہ سے تانبے اور جست کے اوزان معادل معلوم کئے جاسکتے ہیں - ان دھاتوں کی صورت میں معتدل طاقت کا نائٹرک ترشہ استعمال کیا جاتا ہے - ترشہ کے

عمل سے دھاتوں کے نائٹریٹ بنتے ہیں جن کی تحلیل سے آکسائیڈز حاصل ہوتے ہیں۔ سیسے کے لئے ہلکا یا نائٹرک ترشہ استعمال کیا جاتا ہے لیکن سیسہ کو حل کرنے میں بڑی دیر لگتی ہے۔

(۳) ہیلائیڈز کی تشریح کا قاعدہ:- چاندی، کلورین اور برومین کے اوزانِ معادل نہایت صحت سے معلوم کئے گئے ہیں۔ اور ان کی مدد سے دھاتوں کے اوزانِ معادل پیمائش کئے جا سکتے ہیں۔ چنانچہ کسی ہلکی دھات (مثلاً سوڈیم یا کیلسیم) کے کلورائیڈ یا بھاری دھات (مثلاً سیسہ) کے برومائیڈ کا معلومہ وزن لیکر چاندی (سلور نائٹریٹ کے طور پر) کا وہ وزن معلوم کیا جاتا ہے جو ان مرکبات سے لوجن کی مکمل ترسیب کے لئے درکار ہوتا ہے۔ اور یہ محسوب کرتے ہیں کہ چاندی کے ۱۰۷٫۸۸ حصے دھاتی کلورائیڈ یا برومائیڈ کے کتنے حصوں کے برابر ہیں۔ اس طرح ان مرکبات کے اوزانِ معادل معلوم ہو جاتے ہیں۔ اب ان اوزان میں سے کلورین (۳۵٫۴۵۷) یا برومین (۷۹٫۹۱۶) کا وزنِ معادل منہا کردیں تو دھات کا وزن معادل حاصل ہوتا ہے۔

مثال - ایک گرام کیلسیم کلورائیڈ کو پانی میں حل کر کے اس میں سلور نائٹریٹ کا محلول ملانے پر کلورائیڈ کی مکمل ترسیب کے لئے ۳٫۰۶ گرام سلور نائٹریٹ صرف ہوئے۔ کیلسیم کا وزنِ معادل معلوم کرو۔

چونکہ سلور نائٹریٹ کے ۱۷۰ حصوں میں چاندی کے ۱۰۷٫۸۸ حصے ہوتے ہیں اسلئے صرف شدہ سلور نائٹریٹ میں چاندی کی مقدار $= \frac{۱۰۷٫۸۸}{۱۷۰} \times ۳٫۰۶ = ۱٫۹۴$ گرام ہوتی ہے۔

یعنی ۱٫۹۴ گرام چاندی ۱ گرام کیلسیم کلورائیڈ کے کیمیائی طور پر برابر ہوتی ہے۔

∴ ۱۰۷٫۸۸ گرام چاندی = $\frac{۱۰۷٫۸۸}{۱٫۹۴}$ = ۵۵٫۶ گرام ہوتی ہے۔

اور کیلسیم کلورائیڈ کا وزنِ معادل ۵۵٫۶ ہوتا ہے۔ اس میں سے کلورین کے وزنِ معادل (۳۵٫۴۶) کو منہا کرنے پر کیلسیم کا وزنِ معادل = ۲۰٫۱۴ حاصل ہوتا ہے۔

کلورائیڈ اور برومائیڈ کی تشریح کے بجائے ان کی تالیف سے بھی وزنِ معادل معلوم کیا جا سکتا ہے اس کے لئے دھات کے معلوم وزن کو کلورین یا برومین کی رو میں گرم کرکے کلورائیڈ یا برومائیڈ تیار کرتے ہیں اور ان کے وزن سے ترکیب شدہ کلورین یا برومین کی مقدار معلوم کی جاتی ہے اور

$$\text{دھات کا وزنِ معادل} = \frac{\text{دھات کا وزن}}{\text{ترکیب کھانیوالی کلورین کا وزن}} \times ۳۵٫۴۶$$

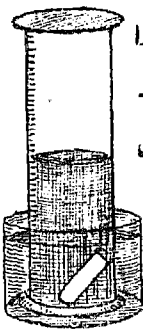
اور برومین کی صورت میں مساوات میں برومین کا وزنِ معادل درج کیا جائیگا۔

(۳) ہائیڈروجن کے ہٹاؤ کا قاعدہ :- جب دھات ترشہ یا قلی کے محلول میں حل ہو کر ہائیڈروجن آزاد کرتی ہے تو ہائیڈروجن کے حجم اور کثافت کی مدد سے اس کا وزن معلوم ہو جاتا ہے اور یہ محسوب کرنا آسان ہے کہ ۱٫۰۰۸ گرام ہائیڈروجن کے ہٹاؤ کے لئے دھات کی کتنی مقدار درکار ہوتی ہے۔

$$\therefore \text{دھات کا وزنِ معادل} = \frac{\text{دھات کا وزن} \times ۱٫۰۰۸}{\text{آزاد ہونیوالی ہائیڈروجن کا حجم} \times \text{ہائیڈروجن کی کثافت}}$$

اس حساب سے بیشتر آزاد ہونیوالی ہائیڈروجن کے حجم کو طبعی تپش و دباؤ پر تحویل کرنا ضروری ہے (فصل ۴)۔ چونکہ ۱٫۰۰۸ گرام ہائیڈروجن کا حجم (ط ۔ ت ۔ د) ۱۱۲۰۰ مکعب سمر ہوتا ہے اسلئے

$$\text{دھات کا وزنِ معادل} = \frac{\text{دھات کا وزن} \times ۱۱۲۰۰}{\text{آزاد ہونیوالی ہائیڈروجن کا حجم}}$$

تجربہ (۷)۔ لوہے کا وزنِ معادل :- ایک چھوٹی امتحانی نلی میں تقریباً

شکل ۷

۲ء۰ گرام لوہے کا تار ٹھیک ٹھیک تول لو۔ بعد ازاں نلی میں کشید کیا ہوا پانی بھر لو۔ ایک درجہ دار استوانی میں ہلکا یا سلفیورک تیزشہ بھرو۔ اس کو قرص سے بند کر کے پانی سے بھری ہوئی لگن میں اُلٹا رکھو۔ اب امتحانی نلی کو انگوٹھے سے بند کر کے نہایت احتیاط سے درجہ دار استوانی میں داخل کرو۔ دھات اور تیزشہ کے تعامل سے ہائیڈروجن گیس آزاد ہوتی ہے اور استوانہ کے محلول کو ہٹا کر اس میں جمع ہوتی ہے (شکل ۷)۔ تعامل کے ختم ہونے کے بعد استوانہ کو کمرہ کی تپش تک ٹھنڈا کرو اور پھر پانی سے بھرے ہوئے ایک بڑے بیکر میں اس کو بہ احتیاط منتقل کرو۔ استوانہ کے اندر اور باہر پانی کی سطح مساوی کر کے گیس کا حجم معلوم کرو۔ کمرہ کی تپش اور دباؤ تپش پیما اور بار پیما کی مدد سے معلوم کر لو۔ اور گیس کے حجم کو طبعی تپش اور دباؤ پر تحویل کر کے دھات کا وزنِ معادل معلوم کرو۔

(۴) دھاتوں کے ہٹاؤ کا قاعدہ :- ہر عامل دھات اپنے سے کم عامل دھات کو اس کے نمکوں سے ہٹا دیتی ہے اور آخر الذکر کا رسوب حاصل ہوتا ہے۔ ان کے اوزانِ معادل میں حسب ذیل رشتہ ہوتا ہے۔

$$\frac{\text{دھات ا کا وزن معادل}}{\text{دھات ب کا وزن معادل}} = \frac{\text{ا کا وزن جو تعامل میں حصہ لیتا ہے}}{\text{ب کا وزن جو ترسیب کرتا ہے}}$$

چنانچہ کاپر سلفیٹ کے محلول میں جست کا معلوم وزن ملایا جائے اور ترسیب ہونیوالے تانبے کو علیحدہ کر کے خشک کر لیا جائے اور اس کا وزن معلوم کر لیں تو تانبہ یا جست کا وزنِ معادل محسوب کر سکتے ہیں بشرطیکہ ان میں سے کسی ایک کی قیمت معلوم ہو۔

(۵) اصلیوں کے باہمی تبادلہ کا قاعدہ :- کسی دھات کا

وزنِ معادل اس کے دو مختلف نمکوں کے اوزان کے مقابلہ سے معلوم کیا جا سکتا ہے بشرطیکہ نمکوں کے ادھاتی جز کے اوزانِ معادل معلوم ہوں - چنانچہ ایک گرام بیریم کلورائیڈ کو بیریم سلفیٹ میں تبدیل کرنے پر آخرالذکر کے ۱۶۱۲ گرام حاصل ہوتے ہیں - اب اگر کلورین کا وزنِ معادل (۳۵۶۵) اور سلفیٹ اصلیہ کا وزنِ معادل (۴۸) معلوم ہو تو بیریم سلفیٹ اور بیریم کلورائیڈ کے اوزان میں حسب ذیل رشتہ پایا جاتا ہے -

$$\frac{\text{بیریم سلفیٹ کا وزن}}{\text{بیریم کلورائیڈ کا وزن}} = \frac{\text{بیریم کا وزن معادل + سلفیٹ اصلیہ کا وزن معادل}}{\text{بیریم کا وزن معادل + کلورائیڈ کا وزن معادل}}$$

مساوات میں تجربہ کے اعداد درج کرنے پر

$$\frac{۱۶۱۲}{۱} = \frac{\text{بیریم کا وزن معادل} + ۴۸}{\text{بیریم کا وزن معادل} + ۳۵۶۵}$$

جس سے بیریم کا وزنِ معادل = ۶۸۶۷

اسی طرح پوٹاسیم کلوریٹ کی تحلیل سے پوٹاسیم کا وزنِ معادل محسوب کر سکتے ہیں -

$$\frac{\text{پوٹاسیم کلوریٹ کا وزن}}{\text{پوٹاسیم کلورائیڈ کا وزن}} = \frac{\text{پوٹاسیم کا وزن معادل + کلوریٹ کا وزن معادل}}{\text{پوٹاسیم کا وزن معادل + کلورائیڈ کا وزن معادل}}$$

مساوات کے سیدھے جانب کے رقوم تجربہ سے معلوم کئے جا سکتے ہیں اور کلوریٹ اور کلورائیڈ کے اوزانِ معادل ۸۳۶۵ و ۳۵۶۵ ہیں -

(۶) برق پاشیدگی کا قاعدہ :- یہ قاعدہ فراڈے کے کلیات پر مبنی ہے (فصل ۱۳) - اور انہی کلیات کے ضمن میں اس کی توضیح کی جائیگی -

ادھاتوں کے وزنِ معادل

عملاً ادھاتوں کے وزنِ معادل کی تخمین دقت طلب ہوتی ہے - اس کے قاعدے حسب ذیل ہیں :-

(۱) ہائیڈرائیڈز کی تالیف - یہ قاعدہ بہت کم استعمال کیا جاتا ہے - لیکن اسی قاعدہ سے آکسیجن اور کلورین کے اوزانِ معادل معلوم کئے جاتے ہیں - اس کے لئے

ہائیڈروجن کے معلومہ اوزان کو آکسیجن اور کلورین میں جلاکر حاصل شدہ پانی اور ہائیڈروجن کلورائیڈ کے اوزان معلوم کئے جاتے ہیں۔ اور ان اوزان کی مدد سے وزنِ معادل محسوب کیاجاتا ہے۔

(۲) آکسائیڈ کی تالیف وتشریح کا قاعدہ:۔ ادھاتوں کو آکسیجن میں جلاکر ان کا وزنِ معادل معلوم کیا جاسکتا ہے یا ادھاتی آکسائیڈ کی تشریح سے۔ چنانچہ کاربن کے لئے اس کی معلومہ مقدار کو جلاکر کاربن ڈائی آکسائیڈ میں تبدیل کیاجاتا ہے۔ اور اس مرکب کو کاوی پوٹاش میں جذب کرواکر اس کا وزن معلوم کرتے ہیں جس سے ترکیب شدہ آکسیجن کا وزن معلوم ہوجاتا ہے۔ لیکن نائٹروجن کا وزنِ معادل نائٹرک آکسائیڈ کی تشریح سے معلوم کیاجاتا ہے۔ اس مقصد کے لئے نکل کی ایک معلومہ مقدار کو نائٹرک آکسائیڈ میں جلایاجاتا ہے۔ نائٹرک آکسائیڈ کی تحویل سے نائٹروجن بنتی ہے جس کا وزن اس کے حجم اور کثافت کی مدد سے معلوم کیاجاتا ہے اور نکل آکسائیڈ کو تول کر آکسیجن کی مقدار معلوم کی جاتی ہے۔

(۳) کلورائیڈ کا قاعدہ:۔ بعض ادھاتوں کو کلورائیڈ میں تبدیل کرکے ان کا وزنِ معادل معلوم کرسکتے ہیں۔

(۴) چاندی کے نمکوں کی تشریح:۔ چاندی کا وزنِ معادل نہایت صحت سے معلوم کیاگیا ہے۔ اس کو ادھاتوں کے کیمیائی معادل کی دریافت میں ثانوی معیار کے طور پر استعمال کیاجاسکتا ہے۔ چنانچہ سلور سلفائیڈ کی تشریح سے گندک کا وزنِ معادل معلوم کرسکتے ہیں۔ نیز سلور سلفیٹ میں خالص فاسفورس کے معلومہ اوزان ملاکر ترسیب شدہ چاندی کی مقدار معلوم کرلیجاتی ہے اور یہ محسوب کیاجاتا ہے کہ چاندی کے

۱۰۷٫۸۸ اوزان کی ترسیب کے لیے کس قدر فاسفورس درکار ہوتی ہے

(۵) اصلیوں کے باہمی تبادلہ کا قاعدہ ادھاتوں کے لئے بھی استعمال کیا جا سکتا ہے۔

مرکبات اور اصلیوں کے اوزان معادل کسی مرکب کا وزنِ معادل اس کے کسی تعامل کی بناء پر معلوم کیا جا سکتا ہے۔ اس پر کیمیائی مساواتوں کے بیان میں بحث کی جائیگی۔

عناصر اور مرکبات کی طرح اصلیوں کے اوزانِ معادل مقرر کئے جا سکتے ہیں۔ بالعموم کسی مرکب کا وزنِ معادل اس کے اصلیوں کے اوزانِ معادل کا حاصل جمع ہوتا ہے۔

سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کا وزنِ معادل ۴۰ ہوتا ہے اس میں سے سوڈیم کا وزنِ معادل (۲۳) منہا کریں تو ہائیڈرآکسل اصلیہ کا وزنِ معادل ۱۷ حاصل ہوتا ہے۔ اسی طرح کاربونیٹ اصلیہ = ۳۰، سلفیٹ اصلیہ = ۴۸، نائٹریٹ = ۶۲، کلوریٹ = ۸۳٫۶۵ وغیرہ

عناصر اور اصلیوں کے اوزانِ معادل معلوم ہوں تو ہر مرکب کی ترکیب بآسانی بتائی جا سکتی ہے۔ چنانچہ سوڈیم سلفیٹ میں سوڈیم اور سلفیٹ کا تناسب ۲۳ : ۴۸ کیلسیم کاربونیٹ میں کیلسیم اور کاربونیٹ کا تناسب ۲۰ : ۳۰ ہوتا ہے۔

خلاصہ

وزنِ معادل کا کلیہ یہ ہے :۔ " اشیاء اپنے کیمیائی معادلوں کے تناسب میں تعامل کرتی ہیں" اس کی ایک خاص شکل **جوابی تناسبوں کا کلیہ** ہے۔ " ایک عنصر کی معین مقدار سے دیگر دو یا زیادہ عناصر کی جو مقداریں جداگانہ طور پر ترکیب کھاتی ہیں وہی مقداریں یا ان کے سادہ ضعف ان عناصر کی باہم ترکیب کے وقت حصہ لیتی ہیں"۔

" کسی عنصر کے **وزنِ معادل** سے مراد اس کا وہ وزن ہے جو آکسیجن کے ۸ اوزان سے

ترکیب کھاتا یا ان کو ہٹاتا ہے" نیز "عنصر کا وہ وزن جو ہائیڈروجن کے ۱٫۰۰۸ اوزان سے ترکیب کھاتا یا ان کو ہٹاتا ہے اس کا وزن معادل ہے" عناصر کے وزن معادل ان کے مرکبات کی تالیف و تشریح سے معلوم کئے جاتے ہیں۔ نیز ہٹاؤ کے تعاملات سے بھی مدد لی جاتی ہے۔ عناصر کی طرح اصلیوں اور مرکبات کے بھی اوزان معادل مقرر کئے جاتے ہیں۔

سوالات

(۱) جوابی تناسبوں کا کلیہ بیان کرو۔ نظریہ جوہر سے اسکی توجیہ کیوں کر کی جاتی ہے؟

(۲) (الف) وزنِ معادل سے کیا مراد ہے؟ تم قلعی کا وزنِ معادل کیونکر معلوم کرو گے؟

(ب) ۰٫۴۴۳ گرام قلعی کی تکسید سے ۰٫۵۶۳۴ گرام آکسائیڈ حاصل ہوا قلعی کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ (۲۹٫۷)

(۳) بسمتھ آکسائیڈ میں دھات کی مقدار ۸۹٫۶۹۹ فی صد ہوتی ہے۔ بسمتھ کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ (۶۹٫۶)

(۴) ۹۶۹٫۶۲۵۴۸۵ گرام چاندی سے ۱۲۸٫۷٫۷۴۲۰ گرام سلور کلورائیڈ بنتا ہے چاندی کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ کلورین = ۳۵٫۴۶ (۱۰۷٫۸۸)

(۵) ۱۴۵٫۷۰۷۷۵ گرام پوٹاسیم کلورائیڈ سے کلورین کی مکمل ترسیب کے لئے ۲۱۰٫۵۸۴۸ گرام چاندی درکار ہوتی ہے۔ پوٹاسیم کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ (۳۹)

(۶) ایک گرام جست ہائیڈروکلورک ترشہ سے تعامل کر کے ۳۴۱٫۲ مکعب سمر (ط۔ ت۔ د) ہائیڈروجن گیس خارج کرتی ہے۔ ہائیڈروجن کی کثافت ۰٫۰۰۰۹ گرام فی مکعب سمر ہے۔ جست کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ (۳۲٫۶)

(۷) ایک گرام لوہے کو کلورین کی رو میں گرم کرنے پر ۲٫۹ گرام آئرن کلورائیڈ حاصل ہوا۔ ایک گرام لوہے کو ہائیڈروکلورک ترشہ میں حل کرنے پر ۳۹۷٫۳ مکعب سمر (ط۔ دتا۔ د) ہائیڈروجن آزاد ہوتی ہے (کثافت = ۰٫۰۰۰۰۹ گرام فی مکعب سمر) دونوں کلورائیڈز میں لوہے کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ اور بتاؤ کہ آیا یہ دونوں مرکبات ایک ہی ہیں۔ (۶۷٫۱۸-۲٫۹)

(۸) ایک گرام ایلومینیم ترشہ سے ۲۳۶٫۱ لیٹر ہائیڈروجن آزاد کرتی ہے۔ ہم چاہتے ہیں کہ اس عمل سے اتنی ہائیڈروجن حاصل کریں کہ ۴ گرام پانی کی تالیف کے لئے کافی ہو۔ بتاؤ کہ ایلومینیم کی کتنی مقدار درکار ہوگی؟ (ہائیڈروجن کی کثافت ۰٫۰۹ گرام فی لیٹر اور پانی میں ہائیڈروجن اور آکسیجن کا تناسب ۱ : ۸ ہوتا ہے)۔ (۴ گرام ایلومینیم)

(۹) جب گرم کاپر آکسائیڈ پر ہائیڈروجن کی رو گزاری جاتی ہے تو اس کے وزن میں ۵۹٫۷۸۹ گرام کی کمی ہوتی ہے اور ۶۷٫۲۸ گرام پانی حاصل ہوتا ہے۔ آکسیجن کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ (۸)

(۱۰) کاپر برومائیڈ میں تانبے کی مقدار ۲۸٫۴۵ فی صد ہے۔ اگر برومین کا وزنِ معادل ۷۹٫۹۲ ہو تو تانبے کا وزنِ معادل محسوب کرو۔ (۳۱٫۷۸)

(۱۱) سلور نائٹریٹ کے محلول میں ۱۲٫۵۰۸ گرام فاسفورس کلورائیڈ ملانے پر ۷۸٫۲۶۹ گرام چاندی کی ترسیب ہوتی ہے۔ فاسفورس کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ کلورین = ۳۵٫۴۶ اور چاندی = ۱۰۷٫۸۸ (۳۰٫۹)

(۱۲) ۱٫۶۳ گرام کیلسیم کاربونیٹ کو گرم کرنے پر ۰٫۲۸۵۲ گرام کیلسیم آکسائیڈ بنتا ہے۔ کیلسیم کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ (کاربونیٹ = ۳۰، آکسیجن = ۸)۔ (۲۰٫۰)

(۱۳) رچرڈز کے تجربے سے معلوم ہوا کہ ۱۰۰ گرام تانبا ۳۳۹٫۴ گرام چاندی کو ہٹاتا ہے۔

چاندی کا وزنِ معادل ۱۰۷٬۸۸ ہے۔ حسبِ ذیل مشاہدات سے جست کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ گوُش کی کٹھالی کا وزن = ۱۶٬۰۲۴۴ گرام۔ گوُش کی کٹھالی + تانبا = ۱۷٬۹۰۸ گرام۔ جست کا وزن جو تانبے کو ہٹاتا ہے = ۱٬۹۳۴۴ گرام (۳۲٬۶)

(۱۴) ایک تجربہ میں ہلکائے سلفیورک ترشہ پر جست کے عمل سے ۱۰۰ مکعب سمر ہائیڈروجن (ط - ث - د) آزاد ہوئی۔ دوسرے تجربہ میں سلفیورک ترشہ اور جست کی پہلے کی سی مقداریں لی گئیں لیکن ترشہ میں گولڈ کلورائیڈ ملایا گیا۔ اور اس وقت ۴۴٬۶۵ مکعب سمر ہائیڈروجن (ط - ث - د) آزاد ہوئی اور ۰٬۳۲۵۸ گرام سونا مطروح ہوا۔ سونے کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ (اشارہ :- دونوں تجربات میں جست اور سلفیورک ترشہ کی مقداریں مساوی ہیں اور کیمیائی عمل مساوی ہوتا ہے۔ پہلے تجربہ میں ۱۰۰ مکعب سمر ہائیڈروجن = دوسرے تجربہ میں ۴۴٬۵ مکعب سمر ہائیڈروجن + ۰٬۳۲۵۸ گرام سونا :

∴ ۵۵٬۵۰ مکعب سمر ہائیڈروجن = ۰٬۳۲۵۸ گرام سونا

۱۲۰۰ " " = ؟ (۶۵٬۷۵)

(۱۵) میگنیشیم کے ۰٬۱۱۳ گرام چاندی کے مرکب سے ۱٬۰۰۸ گرام چاندی کو ہٹاتے ہیں میگنیشیم کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ (۱۲٬۰۹)

(۱۶) سلفیورک ترشہ کی ایک معین مقدار میں تھوڑی سی جست ملانے پر ۷۵ مکعب سمر ہائیڈروجن آزاد ہوئی۔ لیکن سلفیورک ترشہ کی اسی مقدار میں تھوڑا سا نکل سلفیٹ ملا کر جست کی وہی مقدار ملائیں جو پہلے ملائی گئی تھی تو ۲۵ مکعب سمر ہائیڈروجن اور ۰٬۱۳۱۳ گرام نکل آزاد ہوئی۔ نکل کا وزنِ معادل معلوم کرو۔ (۲۹٬۴)

فصل (۴)

گیسوں کے خواص

مادہ کی تین حالتیں مادہ تین حالتوں ٹھوس، مائع اور گیس میں وجود پذیر ہوتا ہے۔ ٹھوس معین حجم اور معین شکل رکھتے ہیں۔ ان کو پچکایا اور پھیلایا جا سکتا اور ان کی شکل بدلی جا سکتی ہے۔ لیکن ٹھوس کے پچکانے یا پھیلانے اور اس کی شکل بدلنے کے لئے قوت کو استعمال کرنا پڑتا ہے۔ مائعات ایسے سیال ہیں جن کا حجم معین ہوتا ہے اور شکل معین نہیں ہوتی۔ مائع کو پچکانے میں قوت لگانی پڑتی ہے۔ لیکن ان کی شکل بدلنے کے لئے کسی قسم کی قوت کی ضرورت نہیں اور مائع کی شکل اس برتن کے متناسب ہوتی ہے جس میں اس کو رکھا جاتا ہے۔ گیس وہ سیال ہے جس کا حجم اور شکل معین نہیں ہوتی۔ گیس کو جس برتن میں رکھیں اسی کا حجم اور اسی کی شکل اختیار کر لیتی ہے۔

گیسوں کے خواص گیسوں کے خواص، ٹھوس اور مائع کے مقابلہ میں سادہ تر ہوتے ہیں۔ چنانچہ کسی ایک خاصیت کے لحاظ سے ٹھوس یا مائعات کا مطالعہ کریں تو معلوم ہوتا ہے کہ ہر شئے کا ایک نوعی عمل ہوتا ہے۔ اور دیگر ٹھوس اور مائع سے مختلف ہوتا ہے لیکن تمام گیسیں یکساں خواص کی حامل ہوتی ہیں۔ اور ایک عام اصول کی پابندی کرتی ہیں۔ اس بات کی توضیح ان کے پچکاؤ حرارتی پھیلاؤ، حجمی ترکیب وغیرہ کے مطالعہ سے بخوبی ہوتی ہے۔

گیسوں کے پچکاؤ اور حرارتی پھیلاؤ کے متعلق تین کلیات مستنبط کئے گئے ہیں۔

بائل کا کلیہ رابرٹ بائل (Robert Boyle) نے گیسوں کے پچکاؤ پر تجربات کر کے ان کے دباؤ اور حجم میں حسب ذیل رشتہ معلوم کیا :۔ "گیس کی معین مقدار کا حجم مستقل تپش پر اپنے دباؤ کے بالعکس متناسب ہوتا ہے"۔

اگر مستقل تپش پر معین کمیت کی گیس کا حجم ح اور دباؤ د ہو تو بائل کے کلیہ سے

$$\text{ح} \propto \frac{1}{\text{د}}،\quad \text{ح} = \text{م} \cdot \frac{1}{\text{د}}،\quad \text{د ح} = \text{م}،\quad \text{جہاں م} = \text{ایک مستقل}$$

یعنی "کسی ایک تپش پر معین کمیت کی گیس کے حجم اور دباؤ کا حاصل ضرب ہمیشہ مستقل ہوتا ہے"۔ اور عام مساوات یوں لکھ سکتے ہیں ۔

$$\text{د}_1 \text{ح}_1 = \text{د}_2 \text{ح}_2 = \ldots\ldots\ldots = \text{م} \ldots\ldots\ldots (1)$$

اگر گیس کی معین مقدار ایک بند نلی میں مقید کر لی جائے تو اسوقت گیس کے دباؤ اور حجم کے حاصل ضرب کی ایک خاص قیمت ہوتی ہے ۔ اب اگر تپش کو مستقل رکھ کر گیس کے دباؤ کو بدلیں تو اس دباؤ کے جواب میں حجم کی قیمت اس طرح حاصل ہو گی کہ نئے حجم اور دباؤ کا حاصل ضرب پہلے حاصل ضرب کے مساوی ہو گا ۔ اسی طرح دباؤ کو مسلسل طور پر بدل کر یہ دیکھا جاسکتا ہے کہ دباؤ اور حجم کا حاصل ضرب ہمیشہ مستقل ہوتا ہے ۔ کلیۂ بائل کی تجربی تصدیق کا قاعدہ تمہیں طبیعیات کی کسی کتاب میں ملیگا ۔

کثافت اور دباؤ کسی شئے کی کثافت سے مراد اس کے اکائی حجم کی کمیت ہے ۔ اب چونکہ گیس کا حجم دباؤ سے بدلتا ہے اسلئے گیس کی کثافت پر دباؤ کا اثر پڑنا ضروری ہے ۔ چنانچہ

بائل کے کلیہ سے $\text{حجم} \propto \frac{1}{\text{دباؤ}}$ یا $\text{دباؤ} \propto \frac{1}{\text{حجم}}$ اور تعریف کی رو سے

کثافت = $\frac{\text{وزن}}{\text{حجم}}$ یا کثافت $\propto \frac{1}{\text{حجم}}$ لہذا کثافت $\propto$ دباؤ

یعنی "مستقل تپش پر گیس کی کثافت اپنے دباؤ کے براہ راست متناسب ہوتی ہے"۔

اب اگر کسی دباؤ $د_1$ پر گیس کی کثافت $ث_1$ اور دوسرے دباؤ $د_2$ پر کثافت $ث_2$ ہو تو دباؤوں اور کثافتوں میں یہ رشتہ ہوتا ہے۔

$$\frac{ث_1}{ث_2} = \frac{د_1}{د_2} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (۲)$$

چارلس کا کلیہ چارلس (Charles) کے کلیہ سے تپش اور حجم کا باہمی ربط معلوم ہوتا ہے:- "مستقل دباؤ پر تپش کی مساوی تبدیلی سے تمام گیسوں کے حجم میں یکساں پھیلاؤ یا سکڑاؤ واقع ہوتا ہے"۔ تجربات سے واضح ہے کہ گیسوں کو صفر درجہ مئی سے ۱۰۰° مئی تک گرم کریں تو ان کے حجم میں ۳۶۶۳ء۳۶ فی صد کا اضافہ ہوتا ہے یعنی تپش میں ایک درجہ کے اضافہ سے ۳۶۶۳ء۰ فی صد حجم یا ۰۰۳۶۶۳ء یعنی $(\frac{1}{۲۷۳})$ فی اکائی حجم پھیلاؤ واقع ہوتا ہے اور چارلس کے کلیہ کو یوں بھی بیان کر سکتے ہیں کہ "مستقل دباؤ پر تمام گیسوں کی شرح پھیلاؤ فی اکائی درجہ مئی $\frac{1}{۲۷۳}$ ہوتی ہے"۔

اگر کسی گیس کا حجم صفر درجہ مئی پر ایک مکعب سمر ہو اور دباؤ مستقل رکھ کر اس کو مسلسل طور پر سرد کریں تو -۱° مر پر گیس کا حجم $(۱ - \frac{1}{۲۷۳})$ مکعب سمر -۱۰° مر پر $(۱ - \frac{۱۰}{۲۷۳})$ مکعب سمر -۱۰۰° مر پر $(۱ - \frac{۱۰۰}{۲۷۳})$ اور -۲۷۳° مر پر $(۱ - \frac{۲۷۳}{۲۷۳})$ مکعب سمر یعنی صفر ہو جائیگا۔ -۲۷۳° مر کو لارڈ کیلون (Lord Kelvin) نے تپش مطلق کا صفر قرار دیا۔ اس کو مختصراً صفر مطلق کہتے ہیں۔ کیمرلنگ آنس (Kammerlingh Onnes) نے تجربات سے -۲۷۲° مر کی تپش حاصل کی لیکن اب تک عملاً -۲۷۳° مر کی تپش حاصل نہ ہو سکی۔ تاہم صفر مطلق کی نظری اہمیت نہایت زیادہ ہے اور کیمیائی حسابوں میں

مطلق تپش استعمال کی جاتی ہے۔ صفر مطلق کی مدد سے مئی تپش کو تپش مطلق میں تبدیل کرسکتے ہیں۔

ت° مطلق = (ت° م + ۲۷۳)

چارلس کے کلیہ کو حسب ذیل الفاظ میں بیان کرسکتے ہیں۔ "مستقل دباؤ پر گیس کی معین مقدار کا حجم اس کی تپش مطلق کے متناسب ہوتا ہے"۔

یعنی جبری رقوم میں ح ∝ ت —— جہاں ح = گیس کا حجم – ت° = تپش مطلق

∴ ح = م ت یا $\frac{ح}{ت}$ = م —— جہاں م ایک مستقل ہے۔

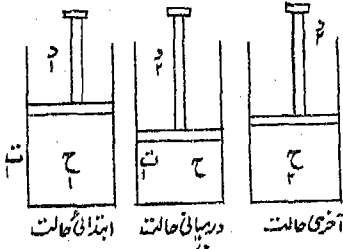
چارلس کے کلیہ سے دو مختلف تپشوں پر گیس کے حجموں میں $\frac{ح_۱}{ح_۲} = \frac{ت_۱}{ت_۲}$ ..... (۳) کا رشتہ پایا جاتا ہے۔ نیز $\frac{ح_۱}{ت_۱} = \frac{ح_۲}{ت_۲} = ... = م_۱$ یعنی مستقل دباؤ پر گیس کے حجم اور تپش مطلق کا خارج قسمت ہمیشہ مستقل ہوتا ہے۔

دباؤ اور تپش | گیسوں کے حجم اور تپش میں جو رشتہ پایا جاتا ہے بعینہٖ وہی رشتہ ان کے دباؤ اور تپش میں ہوتا ہے۔ "مستقل حجم پر گیس کی معین مقدار کا دباؤ تپش مطلق کے براہ راست متناسب ہوتا ہے"۔

جبری رقوم میں د ∝ ت، د = م$_۲$ ت

یا $\frac{د_۱}{د_۲} = \frac{ت_۱}{ت_۲}$ ...... (۴) اور $\frac{د}{ت} = م_۲$ } جہاں د، د$_۲$ گیس کے دباؤ مختلف مطلق تپشوں ت، ت$_۲$ پر، م$_۲$ = مستقل

گیسی مساوات | بائل اور چارلس کے کلیات کی مدد سے گیسوں کے لئے ایک عام مساوات حاصل کی جاسکتی ہے۔ جس سے گیس کے دباؤ، حجم اور تپش تینوں کا باہمی رشتہ واضح ہوتا ہے۔

فرض کرو کہ کسی گیس کی معین مقدار کا حجم $ح_1$ اور اس کی تپش مطلق $ت_1$ ہے اور اس پر دباؤ $د_1$ عمل کر رہا ہے یعنی گیس کی ابتدائی حالت $ح_1$، $ت_1$، $د_1$ ہے (شکل ۸) اور ہم چاہتے ہیں کہ اس گیس کو ایسی حالت میں لائیں جس میں اس کا حجم $ح_2$، تپش مطلق $ت_2$ اور دباؤ $د_2$ ہوتا ہے - ابتدائی حالت سے گیس کو آخری حالت میں ایک درمیانی مرحلہ کی وساطت سے تبدیل کیا جاسکتا ہے -

$د_1$ $ح_1$ $ت_1$ — ابتدائی حالت

$د_2$ $ح$ $ت_1$ — درمیانی حالت

$د_2$ $ح_2$ $ت_2$ — آخری حالت

شکل ۸

پہلے گیس کی تپش $ت_1$ کو مستقل رکھ کر صرف اس کا دباؤ بدل لیتے ہیں اور اسکی قیمت $د_2$ کی جاتی ہے جس سے گیس کے ابتدائی حجم $ح_1$ میں تبدیلی ہوتی ہے اور فرض کرو کہ گیس کا نیا حجم $ح$ ہوتا ہے - پس گیس اپنی ابتدائی حالت ($د_1$، $ح_1$، $ت_1$) کو چھوڑ کر درمیانی حالت ($د_2$، $ح$، $ت_1$) میں آجاتی ہے - اس تبدیلی میں تپش مستقل ہوتی ہے - صرف دباؤ اور حجم کا تغیر ہوتا ہے اور یہ تغیر کلیۂ بائل کے مطابق ہوتا ہے - یعنی $د_1 ح_1 = د_2 ح$

$$\therefore ح = \frac{د_1 ح_1}{د_2} \quad \text{......} \quad (\text{الف})$$

اب فرض کرو کہ دباؤ $د_2$ کو مستقل رکھا جاتا ہے اور تپش $ت_1$ کو بدل کر اس کی قیمت $ت_2$ کی جاتی ہے جس سے گیس کے حجم $ح$ میں تبدیلی ہوتی ہے اور یہ $ح_2$ ہوجاتا ہے اور گیس آخری حالت ($د_2$، $ح_2$، $ت_2$) اختیار کرلیتی ہے - اس تغیر میں چارلس کے کلیہ پر عمل ہوتا ہے -

اور $\frac{ح}{ت_1} = \frac{ح_2}{ت_2}$

$$\therefore ح = \frac{ح_2 ت_1}{ت_2} \quad \text{..............} \quad (\text{ب})$$

درمیانی حالت میں گیس کا جو حجم ہوتا ہے اس کی قیمت مساوات (الف) اور (ب)

سے حاصل ہوتی ہے۔ ان دونوں مساواتوں کو یکجا لکھنے پر $\frac{د_۱ ح_۱}{د_۲} = \frac{ح_۲ ت_۱}{ت_۲}$

$$\therefore \frac{د_۱ ح_۱}{ت_۱} = \frac{د_۲ ح_۲}{ت_۲} = \ldots\ldots = \text{مستقل} \quad (۵)$$

مساوات (۵) سے معلوم ہوتا ہے کہ معین مقدار کی گیس کیلئے نسبت $\frac{\text{دباؤ} \times \text{حجم}}{\text{تپش مطلق}}$ ہمیشہ مستقل ہوتی ہے۔ اس مستقل کی قیمت کا انحصار گیس کی مقدار پر ہوتا ہے۔

گیسی مستقل | فرض کرو کہ ہم گیس کی ایسی مقدار لیتے ہیں جس کا حجم صفر درجہ پر اور ۷۶ سمر دباؤ پر ۲۲۴۰۰ مکعب سمر ہوتا ہے [اس کی وجہ فصل (۵) کے مطالعہ سے سمجھ میں آئیگی] تو گیس کی تپش = ۲۷۳° مطلق اور دباؤ = ۷۶ سمر پارہ، لیکن پارہ کی کثافت ۱۳٫۶۵ گرام فی مکعب سمر ہوتی ہے اور اس کے ہر گرام پر ۹۸۱ ڈائین کی قوت جاذبہ زمین کی طرف سے عمل میں آتی ہے۔ اس لئے دباؤ = ۹۸۱×۱۳٫۶۵×۷۶ ارگز ہوتا ہے اور گیسی مساوات میں یہ قیمتیں درج کرنے پر مستقل = $\frac{\text{دبائو} \times \text{حجم}}{\text{تپش مطلق}}$

$$\therefore \text{مستقل} = \frac{۲۲۴۰۰ \times ۹۸۱ \times ۱۳٫۶۵ \times ۷۶}{۲۷۳} = ۸٫۶۳ \times ۱۰^۷ \text{ ارگز لیکن}$$

۴٫۱۸×۱۰^۷ ارگز = ۱ حرارہ کے مساوی ہوتے ہیں۔

$$\text{اس لئے مستقل کی قیمت حرارتی اکائیوں میں} = \frac{۸٫۶۳ \times ۱۰^۷}{۴٫۱۸ \times ۱۰^۷} = ۲ \text{ حرارے}$$

تمام گیسوں کے ۲۲۴۰۰ مکعب سمر (ط - ت - د) کی صورت میں مستقل کی قیمت ۸٫۶۳×۱۰^۷ ارگز یا ۲ حرارے حاصل ہوتی ہے۔ اس قیمت کا انحصار گیس کی نوعیت پر نہیں ہوتا۔ اس کو **گیسی مستقل** کہتے ہیں۔ اور اس کے لئے علامت سا استعمال کی جاتی ہے۔ اور گیسی مساوات د ح = سا ت کے طور پر لکھی جاتی ہے۔

جہاں ت = تپش مطلق، د = دباؤ، ح = گیس کا حجم،
سا = گیسی مستقل،

مثال - ۱۰°م کی تپش اور ٦٠٠ ملی میٹر کے دباؤ پر گیس کی معین مقدار کا حجم ۴۰۰ مکعب سمر ہوتا ہے اس کو گرم کرنے پر اس کا حجم ۸۰۰ ملی میٹر دباؤ پر ۵۰۰ مکعب سمر ہوجاتا ہے - بتاؤ کہ گیس کو کتنے درجہ تک گرم کیا گیا -

گیسی مساوات $\frac{\text{د}_1 \text{ح}_1}{\text{ت}_1} = \frac{\text{د}_2 \text{ح}_2}{\text{ت}_2}$ میں دئے ہوئے اعداد کو درج کرو

$$\frac{۵۰۰ \times ۸۰۰}{\text{ت}_2} = \frac{۴۰۰ \times ٦٠٠}{(۲۷۳ + ۱۰)}$$

$$\therefore \text{ت}_2 = \frac{۲۸۳ \times ۵۰۰ \times ۸۰۰}{۴۰۰ \times ٦٠٠} = ۴۷۱٫٦۷^\circ \text{ مطلق}$$

یعنی ۴۷۱٫٦۷° − ۲۷۳° = ۱۹۸٫٦۷° مئی تک گرم کیا گیا -

معیاری حالات | چونکہ گیسوں کے حجم پر دباؤ اور تپش کا اثر پڑتا ہے اس لئے مختلف گیسوں کے حجموں کا مقابلہ کرنا ہو تو دباؤ اور تپش کے یکساں حالات ضروری ہیں - صفر درجہ مئی اور ۷٦ سمر (۷٦٠ ملی میٹر) دباؤ کو بالعموم معیاری قرار دیا جاتا ہے - ان کو طبعی تپش اور دباؤ بھی کہتے ہیں - اور مختصراً (ط - ت - د) سے تعبیر کیا جاتا ہے -

مثال - گیس کا حجم ۲۷°م اور ۳۸۰ ملی میٹر پر ۲۰۰۰ مکعب سمر ہے معیاری حالات میں اس کا حجم کیا ہوگا؟

$\frac{\text{د}_1 \text{ح}_1}{\text{ت}_1} = \frac{\text{د}_2 \text{ح}_2}{\text{ت}_2}$ میں دئے ہوئے اعداد درج کرنے پر

$$\frac{۲۰۰۰ \times ۳۸۰}{(۲۷۳ + ۲۷)} = \frac{\text{ح}_1 \times ۷٦٠}{(۲۷۳ + ٠)}$$

$$\therefore \text{ح} = \frac{۲۷۳}{۷٦٠} \times \frac{۲۰۰۰ \times ۳۸۰}{۳۰۰} = ۹۱۰$$ مکعب سمر ہی مطلوبہ حجم ہے -

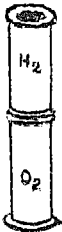
گیسوں کا نفوذ | کمرہ میں ہائیڈروجن سلفائیڈ یا کلورین سے بھرے ہوئے

استوانہ کو کھول دیا جائے تو یہ گیسیں فوراً پھیل جاتی ہیں اور کمرہ کے ہر حصہ میں ان کی مخصوص بو آتی ہے۔ اسی طرح ہوا سے بھرے ہوئے استوانے میں نائٹروجن پر آکسائیڈ گیس داخل کرنے پر تھوڑی دیر میں یہ برتن میں پھیل جاتی ہے اور برتن ہلکا نارنجی رنگ اختیار کر لیتا ہے۔ اس قسم کے تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ ہر گیس دوسری گیس میں داخل ہو سکتی اور اس میں منتشر ہو سکتی ہے۔ کسی گیس کے دوسری گیس کے اندر داخل ہونے اور منتشر ہونے کا عمل **نفوذ** کہلاتا ہے اور جس خاصیت کے باعث یہ عمل واقع ہوتا ہے وہ نفوذ پذیری کہلاتی ہے۔

اگر مساوی حجم کے دو استوانوں میں ہائیڈروجن اور کاربن ڈائی آکسائیڈ لیکر کاربن ڈائی آکسائیڈ کے استوانے پر ہائیڈروجن کا استوانہ رکھیں اور ان کا منہ کھول دیں (شکل ۹) تو کچھ دیر کے بعد معلوم ہوتا ہے کہ اوپر کے استوانہ کی نصف ہائیڈروجن نچلے استوانہ میں چلی گئی اور نچلے استوانہ سے نصف کاربن ڈائی آکسائیڈ اوپر چلی گئی۔ حالانکہ کاربن ڈائی آکسائیڈ ہائیڈروجن سے بائیس گنا بھاری ہوتی ہے۔

H_2

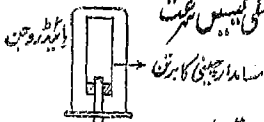
O_2

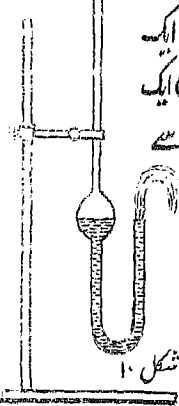
شکل ۹

پس نفوذ کا عمل جاذبۂ زمین کے غیر تابع ہوتا ہے۔ مکمل نفوذ کے بعد دونوں استوانوں میں گیسوں کا تناسب مساوی ہوتا ہے ٹھیک اسی طرح جس طرح کہ ایک گیس سے بھرے ہوئے برتن کو خلا دار برتن سے جوڑنے پر ہوتا ہے۔ ہر گیس دوسری گیس میں اس طرح نفوذ کرتی ہے گویا دوسری گیس موجود نہیں ہے بلکہ خلا ہے۔ البتہ دوسری گیس کی موجودگی کا یہ اثر ہوتا ہے کہ نفوذ کا عمل نسبتاً آہستہ ہوتا ہے اور اس کی تکمیل میں کافی وقت لگتا ہے۔

مندرجہ بالا تجربہ میں اگر ہائیڈروجن اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کے کھلے اسطوانوں کو ایک دوسرے پر رکھنے کی بجائے ان گیسوں کو ایک مسامدار تختی سے جدا کیا جائے تو اس صورت میں بھی نفوذ کا عمل واقع ہوتا ہے - مسامدار تختی کے طور پر پیرس پلاستر کا پتلا ڈاٹ یا غیر مجلا چینی کی پتلی تختی استعمال کی جا سکتی ہے - ان کو نفوذ پذیر جھلی کہا جاتا ہے -

ابھی ابھی ہم نے یہ دیکھا کہ ہائیڈروجن اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کو نفوذ کا موقع دیا جائے تو آخر کار آمیزہ میں ان دونوں کا تناسب مساوی ہوتا ہے - کیا ہم اس سے نتیجہ نکال سکتے ہیں کہ ان گیسوں میں نفوذ کی یکساں قابلیت ہوتی ہے اور اکائی وقت میں ان دونوں کی مساوی مقداریں نفوذ کرتی ہیں؟ تجربات سے اس کا جواب نفی میں ملتا ہے اور یہ معلوم ہوتا ہے کہ گیسوں کی نفوذ پذیری ان کی کثافت پر منحصر ہوتی ہے - جن گیسوں کی کثافت زیادہ ہوتی ہے وہ آہستہ نفوذ کرتی ہیں اور ہلکی گیسیں سرعت سے نفوذ کرتی ہیں -

ہائیڈروجن

مسامدار چینی کا برتن

تجربہ (۸) - ہائیڈروجن اور ہوا کے نفوذ کا مقابلہ :-

برقی موریہ میں جو مسامدار چینی کے برتن استعمال ہوتے ہیں اس قسم کا ایک برتن لیکر اس میں ربڑ کا مضبوط ڈاٹ لگاؤ جس میں سے شیشہ کی ایک لانبی نلی گزرتی ہے اس نلی کا ایک حصہ جوف دار ہوتا ہے اور جوف سے آگے نلی کو لانما شکل میں موڑ لیتے ہیں - لانما نلی کا کھلا سرا تنگ اور نوکدار ہوتا ہے - آلہ کو ایستادہ پر عمود وار کس دو - اور مسامدار برتن کو باہر نکال کر نلی میں رنگدار پانی ڈالو - پھر مسامدار برتن کو حسب شکل (۱۰) جوڑ دو - ابتدا میں

شکل ۱۰

لانما نلی کی دونوں ساقوں میں پانی کی سطح مساوی ہوتی ہے۔ اب ہائیڈروجن سے بھرا ہوا استوانہ مسامدار برتن پر رکھو۔ ہائیڈروجن مسامات میں سے فوراً اندر داخل ہوتی ہے لیکن اندر کی ہوا آہستہ نکلتی ہے جس سے برتن کے اندر گیس کی مقدار بڑھ جاتی ہے۔ اس کے باعث پانی پر زیادہ دباؤ پڑتا ہے اور پانی فوارہ کی شکل میں باہر نکلتا ہے۔ بعدازاں ہائیڈروجن کا استوانہ کو الگ کردو۔ ہائیڈروجن مسامدار برتن میں سے تیزی سے باہر نکلتی ہے لیکن ہوا نسبتاً آہستہ اندر داخل ہوتی ہے۔ اس کا نتیجہ یہ ہوتا ہے کہ برتن میں گیس کی مقدار کم ہوجاتی ہے جس کی وجہ سے دباؤ کم ہوجاتا ہے اور پانی انتصابی نلی میں اوپر چڑھتا ہے۔

تجربہ بالا سے نتیجہ نکلتا ہے کہ مساوی وقت میں ہوا کے مقابلہ میں ہائیڈروجن کی زیادہ مقدار نفوذ کرتی ہے۔ کسی گیس کا وہ حجم جو اکائی وقت میں نفوذ کرتا ہے اس کا شرح نفوذ کہلاتا ہے۔

گریہم کا کلیہ گریہم (Graham) نے گیسوں کی کثافت اور شرح نفوذ کے باہمی ربط کا عملی طور پر مطالعہ کیا اور بعض گیسوں کے متعلق حسب ذیل اعداد حاصل کئے۔

گیس	کثافت (ہوا = ۱)	$\frac{1}{\sqrt{\text{کثافت}}}$	شرح نفوذ (ہوا = ۱)
(۱) ہائیڈروجن	۰٫۰۶۹	۳٫۷۸	۳٫۸۳
(۲) میتھین	۰٫۵۵۵۹	۱٫۳۴	۱٫۳۴
(۳) نائٹروجن	۰٫۹۷۱	۱٫۰۱۵	۱٫۰۱۴
(۴) آکسیجن	۱٫۱۰۵۶	۰٫۹۵۱	۰٫۹۵۰
(۵) کاربن ڈائی آکسائیڈ	۱٫۵۲۹	۰٫۸۰۹	۰٫۸۱۲

(اس جدول میں شرح نفوذ اور کثافت کی اضافی قیمتیں درج کی گئی ہیں۔ اس کے لئے ہوا کے

شرح نفوذ اور کثافت کو اکائی قرار دیا گیا ہے)۔

مندرجہ بالا جدول سے ظاہر ہے کہ "کسی گیس کے نفوذ کی شرح اس کی کثافت کے جذر کے بالعکس متناسب ہوتی ہے۔" اسی کو گریہم کا کلیہ کہتے ہیں۔

گریہم کے کلیہ سے کسی گیس کی شرح نفوذ $س_1 \propto \frac{1}{\sqrt{ث_1}}$، دوسری گیس کی شرح نفوذ $س_2 \propto \frac{1}{\sqrt{ث_2}}$ جہاں $ث_1$، $ث_2$ گیسوں کی کثافتیں ہیں۔

$$\frac{س_1}{س_2} = \frac{\sqrt{ث_2}}{\sqrt{ث_1}} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (۶)$$

اب چونکہ شرح نفوذ سے مراد $\frac{\text{گیس کا حجم}}{\text{نفوذ کا وقت}}$ اس لئے پہلی گیس کے لئے $س_1 = \frac{ح_1}{و_1}$

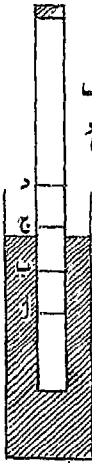
اور دوسری گیس کے لئے $س_2 = \frac{ح_2}{و_2}$ جہاں $ح_1$، $ح_2$ گیسوں کے حجم جو $و_1$، $و_2$ وقت میں نفوذ کرتے ہیں۔ ان قیمتوں کو مساوات (۶) میں درج کرنے پر

$$\frac{ح_1}{و_1} \cdot \frac{و_2}{ح_2} = \frac{\sqrt{ث_2}}{\sqrt{ث_1}}$$

لیکن اگر گیسوں کے مساوی حجم لئے جائیں اور ان کے نفوذ میں جو وقت لگتا ہے اس کی پیمائش کریں تو $ح_1 = ح_2$

$$\therefore \frac{و_2}{و_1} = \sqrt{\frac{ث_2}{ث_1}} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (۷)$$

یعنی "گیسوں کے مساوی حجموں کے نفوذ میں جو وقت صرف ہوتا ہے وہ ان کی کثافتوں کے جذر کے براہ راست متناسب ہوتا ہے۔" اس سے گیسوں کی کثافتوں کی پیمائش میں امداد لی جا سکتی ہے۔

تجربہ (۹) - نفوذ کے قاعدے سے گیسوں کی کثافت :- شیشہ کی ایک سمر قطر کی تقریباً ۵۰ سمر لمبی نلی لو - اس کے ایک سرے پر پیرس پلاسٹر کا ایک پتلا ڈاٹ لگاؤ جو خشک حالت میں نفوذ پذیر جھلّی کے طور پر عمل کرتا ہے - نلی کے اطراف مختلف مقامات پر ربر کی چند پٹیاں ا، ب، ج، د لگاؤ (شکل ۱۱) - نلی میں ایک گیس کو بھر کر پانی کے استوانہ میں ڈبو دو - نفوذ کے عمل سے جب گیس باہر نکلتی ہے تو نلی میں پانی اوپر چڑھتا ہے اور اس وقفہ کو معلوم کرو جو پانی کے نقطہ ا سے نقطہ ب، نیز نقطہ ب سے ج اور نقطہ ج سے نقطہ د تک پہونچنے میں درکار ہوتا ہے - اس کے بعد اسی قسم کا تجربہ دوسری گیس بھر کر کرو جس کی کثافت معلوم ہو - مساوات (۷) سے پہلی گیس کی کثافت محسوب کرو۔

شکل ۱۱

گیسوں کا جزوی دباؤ | تمام گیسیں ایک دوسرے کے ساتھ باہمی آمیزش کرتی ہیں - اور ہر تناسب کا آمیزہ بناتی ہیں - جس طرح لوہے اور گندھک کے آمیزے میں دونوں اشیاء کے خواص پائے جاتے ہیں اسی طرح گیسی آمیزہ کے خواص اجزا کے خواص کا حاصل جمع ہوتے ہیں - گیسی آمیزہ میں ہر جزو یوں عمل کرتا ہے گویا دوسرا جزو موجود نہیں ہے -

اگر کرۂ ہوائی کے دباؤ پر آکسیجن کے ۱۰۰ مکعب سمر اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ۱۰۰ مکعب سمر علیحدہ علیحدہ لئے جائیں اور ان کو ایک ایسے برتن میں رکھا جائے جس کا حجم ۱۰۰ ام سمر ہو تو برتن کی دیواروں پر کرۂ ہوائی کا دگنا دباؤ عمل کرتا ہے - آکسیجن بلا لحاظ اس کے کہ کاربن ڈائی آکسائیڈ موجود ہو یا نہ ہو برتن کی دیواروں پر ایک کرۂ ہوائی کا دباؤ ڈالتی ہے - نیز کاربن ڈائی آکسائیڈ آزادانہ عمل کر کے برتن پر ایک کرۂ ہوائی کا

دباؤ ڈالتی ہے۔ اب اگر آکسیجن اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کی مذکورہ مقداروں کو ۱۰۰ مکعب سمر کے برتن میں رکھا جائے تو برتن پر صرف ایک کرۂ ہوائی کا دباؤ پڑتا ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ گیسی آمیزہ کا ہر جز آزادانہ عمل کرتا ہے۔ نئے برتن میں آکسیجن کے ۱۰۰ مکعب سمر پھیل کر برتن کا حجم (۲۰۰ مکعب سمر) اختیار کر لیتے ہیں اور کلیۂ بائل کی رو سے اس کا دباؤ نصف کرۂ ہوائی ہو جاتا ہے۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ کا بھی یہی عمل ہوتا ہے اور آمیزہ میں اس کا دباؤ نصف کرۂ ہوائی ہوتا ہے۔ آمیزہ میں کسی جز کا جو دباؤ ہوتا ہے اس کا جزوی دباؤ کہلاتا ہے۔ اور مندکرہ مثالوں سے واضح ہے کہ "گیسی آمیزہ کا مجموعی دباؤ اجزا کے جزوی دباؤوں کا حاصل جمع ہوتا ہے"۔ اسی کو **جزوی دباؤ کا کلیہ** یا ڈالٹن کا کلیہ کہتے ہیں۔
اس کلیہ کو حسب ذیل الفاظ میں بھی بیان کر سکتے ہیں۔ "گیسی آمیزہ کا دباؤ ان دباؤوں کے حاصل جمع کے برابر ہوتا ہے جس کو ہر جز جداگانہ طور پر آمیزہ کے پورے حجم کو پُر کر کے ظاہر کرتا ہے"۔ جزوی دباؤ کا کلیہ ان تمام گیسوں پر صادق آتا ہے جو آمیزش کے بعد کیمیائی تعامل نہیں کرتیں۔

اگر ایک گیس کا حجم $ح_1$ اور دباؤ $د_1$ ہو اور دوسری گیس کا حجم $ح_2$ اور دباؤ $د_2$ ہو اور ان دونوں کی اس طرح آمیزش کریں کہ آمیزے کا مجموعی حجم $(ح_1 + ح_2)$ ہو تو آمیزے میں پہلی گیس کا جزوی دباؤ $= د_1 \cdot \frac{ح_1}{(ح_1 + ح_2)}$ اور دوسری گیس کا جزوی دباؤ $= د_2 \cdot \frac{ح_2}{(ح_1 + ح_2)}$ اور آمیزہ کا مجموعی دباؤ $= \frac{ح_1 د_1}{ح_1 + ح_2} + \frac{ح_2 د_2}{ح_1 + ح_2}$ ہوتا ہے۔

مثال ۔ ۵۶ سمر دباؤ پر آکسیجن کا حجم ۲۲۱ مکعب سمر ہے اور ۷۶ سمر دباؤ پر کاربن ڈائی آکسائیڈ کا حجم ۶۰ مکعب سمر ہے ان گیسوں کو اس طرح ملایا گیا کہ آمیزہ کا حجم ۲۸۱ سمر ہو گیا۔ آمیزہ کا دباؤ معلوم کرو۔

آمیزہ کا مجموعی دباؤ = آکسیجن کا جزوی دباؤ + کاربن ڈائی آکسائیڈ کا جزوی دباؤ

$$\text{آکسیجن کا جزوی دباؤ} = ۷۶ \times \frac{۲۲۱}{۲۸۱} = ۴۴ \text{ سمر}$$

$$\text{کاربن ڈائی آکسائیڈ کا جزوی دباؤ} = ۷۶ \times \frac{۶۰}{۲۸۱} = ۱۶/۲ \text{ سمر}$$

$$\text{آمیزہ کا دباؤ} = ۴۴ + ۱۶/۲ = ۶۰/۲ \text{ سمر}$$

مرطوب گیس دو گیسوں کے آمیزے کی طرح گیس اور مائع کے بخار کا آمیزہ جزوی دباؤ کے کلیہ کی پابندی کرتا ہے۔ آمیزے کا دباؤ گیس کے جزوی دباؤ اور بخار کے جزوی دباؤ کا حاصل جمع ہوتا ہے۔ کرۂ ہوائی میں ہمیشہ آبی بخار موجود رہتا ہے اور معمولی طور پر بارپیما میں جو دباؤ ہوتا ہے وہ مرطوب گیس کے دباؤ کو ظاہر کرتا ہے۔ اب اگر پانی کا بخاری دباؤ معلوم ہو تو خشک ہوا کا دباؤ معلوم ہو جاتا ہے۔ پانی کا بخاری دباؤ صرف تپش پر منحصر ہوتا ہے اور مختلف تپشوں پر اس کی قیمت نہایت صحت سے معلوم کر لی گئی ہے (فصل ۹)۔

جزوی دباؤ کے کلیہ سے

خشک گیس کا دباؤ = مرطوب گیس کا دباؤ − زیر تجربہ تپش پر پانی کا بخاری دباؤ

تجربہ خانہ میں بالعموم گیسوں کو پانی پر جمع کیا جاتا ہے اس صورت میں مندرجۂ بالا اصول کو پیش نظر رکھنا چاہیئے۔

مثال۔ ۳۰° م پر آکسیجن گیس کو پانی پر جمع کیا گیا۔ ۷۶ سمر کے دباؤ پر اس کا حجم ۱۰۰ مکعب سمر ہے۔ طبعی تپش اور دباؤ پر خشک آکسیجن کا حجم معلوم کرو۔ ۳۰° م پر پانی کا بخاری دباؤ = ۳/۲ سمر ہے۔ ۳۰° م پر خشک گیس کا دباؤ = ۷۶ − ۳/۲ = ۷۲/۸ سمر اور حجم ۱۰۰ مکعب سمر ہے۔ طبعی تپش صفر درجہ مئی اور طبعی دباؤ ۷۶ سمر ہے۔

مساوات (۵) سے

$$\frac{د_1 ح_1}{ت_1} = \frac{د_2 ح_2}{ت_2}$$

$$\therefore \quad \frac{ح_1 \times ۷۶}{۲۷۳} = \frac{۱۰۰ \times ۷۲٫۶۸}{۳۰۳}$$

$$\therefore \quad ح_1 = ۸۶٫۶۳$$ مکعب سمر = خشک آکسیجن کا حجم

حجمی ترکیب کا کلیہ گیسی تعاملات کے مطالعہ سے معلوم ہوتا ہے کہ کیمیائی تغیر کے دوران میں گیسوں کے حجموں میں سادہ رشتے پائے جاتے ہیں۔ گے لوساک (Gay Lussac) نے اس کو کلیہ کی صورت عطا کی اور بیان کیا کہ "جب گیسی اشیاء میں تعامل ہوتا ہے تو متعامل گیسوں اور تعامل سے حاصل ہونیوالی گیسوں کے حجموں میں سادہ عددی نسبت پائی جاتی ہے بشرطیکہ حجم کی پیمائش یکساں طبیعی حالات میں ہو۔" اس کو ترکیبی حجموں کا یا حجمی ترکیب کا کلیہ کہتے ہیں۔ اس کلیہ کی چند مثالیں حسب ذیل ہیں۔

(۱) ایک حجم ہائیڈروجن اور ایک حجم کلورین کی ترکیب سے ہائیڈروجن کلورائیڈ کے ۲ حجم بنتے ہیں۔

(۲) ۱ حجم نائٹروجن + ۱ حجم آکسیجن کی ترکیب سے نائٹرک آکسائیڈ کے ۲ حجم بنتے ہیں۔

(۳) ۲ حجم ہائیڈروجن + ۱ حجم آکسیجن کی ترکیب سے بھاپ کے ۲ حجم بنتے ہیں۔

(۴) ۲ حجم کاربن مانا کسائیڈ + ۱ حجم آکسیجن کی ترکیب سے کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ۲ حجم بنتے ہیں۔

(۵) ۱ حجم ایتھیلین کی تحلیل سے (ٹھوس) کاربن اور ۲ حجم ہائیڈروجن بنتے ہیں۔

(۶) ۲ حجم امونیا کی تحلیل سے ۱ حجم نائٹروجن + ۲ حجم ہائیڈروجن بنتے ہیں۔

(۷) ۲ حجم ہائیڈروجن سلفائیڈ + ۱ حجم سلفر ڈائی آکسائیڈ کے تعامل سے پانی (مائع)

اور گندک (ٹھوس) بنتے ہیں۔

(۸) ۱ حجم ہائیڈروجن سلفائیڈ کی تحلیل سے ۱ حجم ہائیڈروجن + گندک (ٹھوس) بنتے ہیں۔

حجموں میں رشتے محض گیسی اشیاء میں پائے جاتے ہیں اور ٹھوس اور مائعات میں نہیں پائے جاتے۔

ذیل میں بعض مشہور گیسی مرکبات کی حجمی ترکیب معلوم کرنے کے قاعدے درج کئے جاتے ہیں۔ جن سے ترکیبی حجموں کے کلیہ کی صداقت عیاں ہو جائیگی۔

ہائیڈروجن کلورائیڈ کی حجمی ترکیب

ہائیڈروجن کلورائیڈ کی حجمی ترکیب اس کی تالیف یا تشریح سے معین کی جاتی ہے۔

تجربہ (۱۰) - ہائیڈروجن کلورائیڈ کی تالیف :- مضبوط شیشہ کی ایک نلی اب ج لو (شکل ۱۲) - جس کے ساتھ تین ڈاٹ ہوتے ہیں - درمیانی ڈاٹ سہ راہی ہوتا ہے

شکل ۱۲

نلی کے حصے اب میں خشک کلورین اور ج ب میں خشک ہائیڈروجن بھرو - نلی کو مدہم دھوپ میں رکھ کر ڈاٹ کھولو اور گیسوں کو آمیزش کا موقع دو - چند گھنٹوں کے بعد کلورین کا ہلکا سبز رنگ غائب ہو جاتا ہے - اب نلی کے ایک سرے کو پارہ سے بھری ہوئی لگن میں ڈبو کر اس کا ڈاٹ کھولو - پارہ اندر داخل نہیں ہوتا - پس حجم میں کوئی تبدیلی نہیں ہوئی - بعد ازاں نلی کو پانی کے اندر ڈبو کر ڈاٹ کھولو پانی اوپر چڑھتا ہے - اور نلی کے پورے حجم کو پُر کر لیتا ہے - گیس پانی میں حل ہوتی ہے - اس محلول کا لٹمس سے امتحان کرو یہ ترشی ہوتا ہے - اور سلور نائٹریٹ سے سلور کلورائیڈ کا رسوب پیدا کرتا ہے - پس

ہائیڈروجن اور کلورین کی ترکیب سے ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس بنتی ہے - اور تجربہ سے نتیجہ نکلتا ہے کہ ہائیڈروجن اور کلورین کے ایک ایک حجم سے ہائیڈروجن کلورائیڈ کے دو حجم بنتے ہیں یعنی

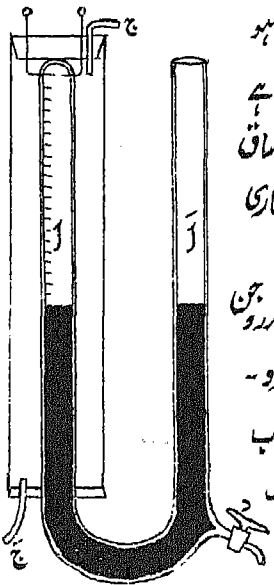
ایک حجم ہائیڈروجن + ایک حجم کلورین = ۲ حجم ہائیڈروجن کلورائیڈ

تجربہ (۱۱) - ہائیڈروکلورک ترشہ کی برق پاشیدگی :- شکل (۱۳) کا آلہ لو

شکل ۱۳

ساق ا اور ب درجہ دار ہوتے ہیں - ان میں ربڑ کے ڈاٹ کے ذریعہ گیس کاربن کے برقیرے لگائے جاتے ہیں - درمیانی ساق ج کے ساتھ ایک جوفہ ہوتا ہے - پورے آلہ میں مرتکز ہائیڈروکلورک ترشہ کا محلول بھر دو - اور جوفہ سے ترشہ کے خزانہ کا کام لو - برقیروں کو برقی مورچہ سے جوڑ دو - اور برقی رو گزارو - ترشہ کی تحلیل ہوتی ہے اور نلی ب میں ہائیڈروجن اور نلی ا میں کلورین آزاد ہوتی ہے - ہائیڈروجن محلول کو ہٹا کر نلی ب میں جمع ہوتی ہے لیکن کلورین پانی میں حل پذیر ہے - اور نلی ا میں گیس جمع نہیں ہوتی جب نلی ا کا مائع کلورین سے سیر ہو جائے تو شیشہ کے دونوں ڈاٹ کھولو اور نلیوں کو ترشہ سے بھر کر ڈاٹ بند کرو - اب برق پاشیدگی سے کلورین اور ہائیڈروجن کے جو حجم نلیوں میں جمع ہوتے ہیں ان کا مقابلہ کرو یہ دونوں حجم مساوی ہوتے ہیں - اس سے ثابت ہوتا ہے کہ ہائیڈروکلورک ترشہ میں ہائیڈروجن اور کلورین کے مساوی حجم ترکیب شدہ ہوتے ہیں -

پانی کی حجمی ترکیب پانی کی حجمی ترکیب حسب ذیل تجربہ سے معلوم کی جا سکتی ہے -

تجربہ (۱۲) - پانی کی تالیف :- ایک درجہ دار لانما نلی شکل (۱۴) لو

جس کی ایک ساق ا بند ہوا اور دوسری ساق اَ کھلی ہو کھلی ساق اَ کے نچلے حصہ میں ڈاٹ والی بغلی نلی ہوتی ہے ساق ا کے اندر پلاٹینم کے دو تار مہر بند ہوتے ہیں۔ ساق ا کو ایک کشادہ نلی ب میں رکھا جاتا ہے جس سے بخاری جاکٹ کا کام لیا جاتا ہے۔

لانما نلی میں پارہ بھر کر ڈاٹ د کے ذریعہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کا خشک آمیزہ ساق ا میں داخل کرو۔ آمیزہ میں ہائیڈروجن اور آکسیجن کے حجموں کا تناسب ۲ : ۱ ہوتا ہے (اس مقصد کے لئے ہلکائے سلفیورک ترشہ یا سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کی برق پاشید گی سے جو گیسی آمیزہ حاصل ہوتا ہے اس کو خشک کر لیا جاتا ہے اور تجربہ ہذا میں استعمال کیا جاتا ہے) اب بخاری جاکٹ میں ایتھیل الکوہل کے بخار گزارو۔ (یہ بخار نلی ج کے ذریعہ اندر داخل ہوتے اور جَ سے باہر نکل جاتے ہیں)۔ جب لانما نلی کی تپش مستقل ہو جائے تو پارہ کی سطح دونوں ساقوں میں مساوی کر کے اندرونی گیس کا حجم پڑھو۔ فرض کرو کہ یہ حجم ۳۰ مکعب سمر ہے۔ لانما نلی کے کھلے سرے کو انگوٹھے سے مضبوط بند کرو۔ اور برقی شرارہ گزارو۔ برقی شرارہ سے دھما کا ہوتا ہے اور حجم میں کمی ہوتی ہے۔ نلی میں پارہ ڈال کر دونوں طرف پارہ کی سطح مساوی کرو اور حاصل ہونیوالی بھاپ کا حجم پڑھو۔ فرض کرو کہ ۲۰ مکعب سمر ہے۔

شکل ۱۴

اب چونکہ گیسی آمیزہ کے ۳۰ مکعب سمر میں ۲۰ مکعب سمر ہائیڈروجن اور ۱۰ مکعب سمر

آکسیجن تھی اور بھاپ کے ۲۰ مکعب سمر حاصل ہوئے۔ اسلئے ۲ حجم ہائیڈروجن + ۱ حجم آکسیجن = ۲ حجم بھاپ

امونیا کی حجمی ترکیب امونیا کی حجمی ترکیب مختلف قاعدوں سے معلوم کیجاتی ہے۔

(۱) برق پاشیدگی کا قاعدہ۔ (۲) برتھولے کا قاعدہ۔ (۳) ہافمن کا قاعدہ۔

شکل (۱۳) کے آلہ میں امونیا کے مرتکز آبی محلول کی (جس میں تھوڑا سا امونیم سلفیٹ بھی ملایا جاتا ہے) برق پاشیدگی سے یہ ثابت کیا جا سکتا ہے کہ امونیا کی ترکیب میں ہائیڈروجن کے تین حجم اور نائٹروجن کا ایک حجم حصہ لیتے ہیں۔

تجربہ (۱۳) - برتھولے (Berthollet) کے قاعدہ سے امونیا کی حجمی ترکیب :- شکل (۱۵) کی گیس پیمائی نلی میں امونیا گیس کا معلومہ حجم پارہ پر جمع کرلو۔ اس پر برقی شراروں کا عمل کرو۔ حتیٰ کہ مزید شرارے گزارنے پر گیس کے حجم میں کوئی تبدیلی نہ ہو۔ گیس تقریباً مکمل طور پر نائٹروجن اور ہائیڈروجن میں تحلیل ہوجاتی ہے۔ اس کو ابتدائی تپش پر لاکر حجم پڑھو اب گیس پیما میں بہ افراط آکسیجن داخل کرو۔ اور حجم پڑھو۔ دوبارہ برقی شرارہ کا عمل کرواؤ۔ دھماکا ہوتا ہے اور پوری ہائیڈروجن پانی میں تبدیل ہوتی ہے جس کا حجم قابل نظرانداز ہوتا ہے۔ گیس کو ابتدائی تپش تک ٹھنڈا کرکے حجم معلوم کرو۔ حجم پہلے سے کم ہوتا ہے اس کی وجہ پانی کی پیدائش ہے اور حجم کی کمی کا دو تہائی حصہ ہائیڈروجن کے حجم کے برابر ہوتا ہے۔

شکل ۱۵

حساب کا طریقہ حسب ذیل مثال سے واضح کیا جاتا ہے۔

مثال - ایک تجربہ کے مشاہدات یہ ہیں۔ امونیا کا حجم = ۲۰ مکعب سمر،

امونیا کی تحلیل کے بعد حجم = ۴۰ مکعب سمر، آکسیجن ملانے کے بعد حجم = ۱۵۶.۶۵ مکعب سمر، دھماکے کے بعد حجم = ۱۱۲.۶۵ مکعب سمر، امونیا کی حجمی ترکیب محسوب کرو۔

امونیا کا حجم ۲۰ مکعب جس کی تحلیل سے ہائیڈروجن + نائٹروجن = ۴۰ مکعب سمر حاصل ہوئے۔ آکسیجن کے ساتھ دھماکے پر حجم میں کمی ۱۵۶.۶۵ − ۱۱۲.۶۵ = ۴۵ مکعب سمر، یہ کمی پانی کی پیدائش کی وجہ سے ہے جس میں ہائیڈروجن کی مقدار $\frac{2}{3}$ ہوتی ہے۔

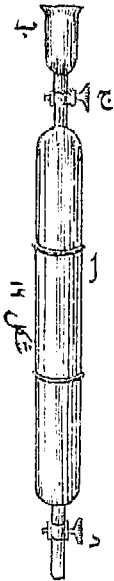
∴ ہائیڈروجن کا حجم = $\frac{2}{3} \times 45$ = ۳۰ مکعب سمر اور

نائٹروجن کا حجم = ۴۰ − ۳۰ = ۱۰ مکعب سمر

پس ۲۰ مکعب امونیا کی تحلیل سے ۱۰ مکعب سمر نائٹروجن اور ۳۰ مکعب سمر ہائیڈروجن بنتی ہے۔

∴ ۲ حجم امونیا = ۱ حجم نائٹروجن + ۳ حجم ہائیڈروجن

تجربہ (۱۴)۔ ہافمن (Hofmann) کے قاعدہ سے امونیا کی حجمی ترکیب:۔ ایک درجہ دار لانبی نلی ا (شکل ۱۹) لو۔ جس کے ساتھ ایک قیف ب اور دو ڈاٹ ج اور د لگے ہوں۔ درجہ دار نلی میں کلورین گیس بھرو۔ اور قیف ب میں امونیا کا تیز آبی محلول ڈالو ڈاٹ ج کھول کر امونیا قطرہ بہ قطرہ گراؤ۔ کلورین امونیا کی تحلیل کرتی ہے جس سے نائٹروجن اور ہائیڈروکلورک ترشہ بنتے ہیں جو امونیا سے ترکیب کھا کر امونیم کلورائیڈ میں تبدیل ہوتا ہے۔ جب تعامل مکمل ہو جائے اور پوری کلورین صرف ہو جائے تو ڈاٹ ج کو بند کرو اور نلی کو پانی کے لگن میں رکھ کر ڈاٹ د کو کھولو۔ پانی اندر داخل ہوتا ہے اور نلی ا کے دو تہائی حصہ کو

ب ج ا د
شکل ۱۹

پر کرتا ہے۔ بقیہ ایک تہائی حصہ نائٹروجن پر مشتمل ہوتا ہے۔ امونیا میں جو ہائیڈروجن تھی وہ ہائیڈروجن کلورائیڈ میں تبدیل ہوتی ہے۔ اب چونکہ ہائیڈروجن کلورائیڈ مرکب ہے ہائیڈروجن مساوی الحجم کلورین سے ترکیب کھاتی ہے۔ اور تجربہ میں کلورین کا حجم نائٹروجن سے تگنا ہوتا ہے اس لئے ہائیڈروجن کا حجم بھی نائٹروجن سے تگنا ہوتا ہے اور امونیا میں نائٹروجن اور ہائیڈروجن کا حجمی تناسب ۱ : ۳ ہوتا ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ کی حجمی ترکیب

تجربہ (۱۵)۔ شکل (۱۷) کا آلہ جو دو گیس پیمائی نلیوں ا، اَ پر مشتمل ہوتا ہے۔ نلی ا کے ساتھ ایک جوفہ ب ہوتا ہے جو شیشہ کے ڈاٹ د سے بند کرنے پر ہوا بند ہو جاتا ہے۔ ڈاٹ میں سے پلاٹینم کے دو تار س، سَ گزرتے ہیں۔ ان میں سے ایک تار کے ساتھ پلاٹینم کا چمچہ ج ہوتا ہے۔

جوفہ کا ڈاٹ کھول کر پورے آلہ میں پارہ بھرو۔ جوفہ کو ایک کارک سے بند کرو۔ پارہ کے ہٹاؤ سے جوفہ اور نلی ا میں خشک آکسیجن بھرو۔ پلاٹینم کے چمچہ پر تھوڑا سا خالص کوئلہ لو اور کارک کھول کر فوراً شیشہ کا ڈاٹ (مع چمچہ و کوئلہ) لگاؤ۔ پارہ کی سطح دونوں نلیوں میں مساوی کرکے آکسیجن کا حجم پڑھو۔ اب پلاٹینم کے تاروں کو برقی مورچہ سے جوڑو اور برقی رو گزارو۔ تار سرخ ہو جاتے ہیں اور کاربن کو احتراق ہوتا ہے۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس بنتی ہے۔ تعامل کی تکمیل کے بعد آلہ کو ابتدائی تپش پر لاؤ اور دیکھو کہ نلی ا میں پارہ کی سطح کہاں ہے۔ یہ ٹھیک اسی مقام پر ہوگی جہاں کاربن کے احتراق سے پہلے تھی۔ پس حاصل ہونے والی کاربن ڈائی آکسائیڈ کا حجم ابتدائی

س سَ د ب ج ا اَ

شکل ۱۷

آکسیجن کے حجم کے برابر ہوتا ہے۔ یعنی کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ایک حجم میں مساوی الحجم آکسیجن ترکیب شدہ ہوتی ہے۔

∴ کاربن (ٹھوس) + ایک حجم آکسیجن = ایک حجم کاربن ڈائی آکسائیڈ

اس قسم کے تجربہ سے سلفر ڈائی آکسائیڈ کی حجمی ترکیب بھی معلوم کر سکتے ہیں۔

میتھین کی حجمی ترکیب تجربہ (۱۶)۔ گیس پیمائی نلی شکل (۱۵) میں میتھین کا معلوم حجم لیکر بہ افراط آکسیجن داخل کرو اور آمیزہ کا حجم پڑھو۔ اس طرح آکسیجن کا حجم معلوم ہوگا۔ آمیزہ پر برقی شراروں کا عمل کراؤ۔ دھماکے سے کاربن ڈائی آکسائیڈ اور پانی بنتے ہیں۔ آلہ کو ابتدائی تپش تک ٹھنڈا کرو۔ اور گیس کا حجم معلوم کرو۔ یہ حجم کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس اور غیر مستعملہ آکسیجن کے برابر ہوتا ہے۔ اب نلی کے کھلے حصہ میں پوری طرح پارہ بھرو۔ اور آلہ میں تھوڑا سا کاوی پوٹاش داخل کرو۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ جذب ہوتی ہے۔ بعد ازاں جو گیس باقی رہتی ہے اس کا حجم معلوم کرو۔

اس طرح مشاہدات حاصل کرنے کے بعد یہ معلوم کرو کہ میتھین کی تکسید میں کتنی آکسیجن صرف ہوئی اور تکسید سے کس قدر کاربن ڈائی آکسائیڈ بنی۔ ان دونوں کا فرق آکسیجن کے اس حجم کے برابر ہوتا ہے جو میتھین کی ہائیڈروجن سے ترکیب کھا کر پانی بناتی ہے۔ اس بنا پر ہائیڈروجن کا حجم محسوب کرو۔ اور میتھین کے ابتدائی حجم سے اس کا مقابلہ کرو۔

مثال۔ ایک تجربہ میں حسب ذیل مشاہدات حاصل ہوئے۔ میتھین کی حجمی ترکیب معلوم کرو۔ (۱) میتھین کا حجم = ۱۰ مکعب سمر (۲) آکسیجن ملانے کے بعد آمیزہ کا حجم = ۳۵ مکعب سمر (۳) دھماکے کے بعد آمیزہ کا حجم = ۱۵ مکعب سمر

(۴) کاوی پوٹاش ملانے کے بعد گیسی ثقل کا حجم = ۵ مکعب سمر
میتھین کا حجم = ۱۰ مکعب سمر لیا گیا۔ آکسیجن کا حجم = ۳۵ − ۱۰ = ۲۵ مکعب سمر
میتھین کی تکسید میں صرف ہونیوالی آکسیجن کا حجم = ۲۵ − ۵ = ۲۰ مکعب سمر
میتھین سے بننے والی کاربن ڈائی آکسائیڈ کا حجم = ۱۵ − ۵ = ۱۰ مکعب سمر
∴ ۱۰ مکعب سمر میتھین ۲۰ مکعب سمر آکسیجن میں جل کر تھوڑا سا پانی اور ۱۰ مکعب کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتی ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ایک حجم میں آکسیجن کا مساوی حجم شریک رہتا ہے۔ اور ۱۰ مکعب سمر کاربن ڈائی آکسائیڈ کے بنانے میں ۱۰ مکعب سمر آکسیجن صرف ہوتی ہے۔ اور بقیہ ۱۰ مکعب سمر آکسیجن پانی بنانے میں صرف ہوتی ہے۔ اور چونکہ پانی میں ہائیڈروجن کا حجم آکسیجن سے دگنا ہوتا ہے اس لئے ۱۰ مکعب سمر آکسیجن کو مکمل طور پر پانی میں تبدیل کرنے کے لیے ہائیڈروجن کے ۲۰ مکعب سمر درکار ہوتے ہیں اور ہائیڈروجن کی یہ مقدار ۱۰ مکعب سمر میتھین کی تحلیل سے حاصل ہوتی ہے۔ پس میتھین کے ایک حجم کی تحلیل سے ہائیڈروجن کے دو حجم حاصل ہوتے ہیں۔ اور میتھین کی ترکیب میں حجمی رشتہ اس طرح ہوتا ہے۔

ٹھوس کاربن + ۲ حجم ہائیڈروجن = ایک حجم میتھین

تجربہ (۱۶) سے تمام ہائیڈروکاربنز کی ترکیب معلوم کر سکتے ہیں۔

نائٹرس آکسائیڈ کی حجمی ترکیب | جب نائٹرس آکسائیڈ میں لوہے کے تار کو رکھ کر برقی رو کے ذریعہ گرم کیا جاتا ہے تو نائٹرس آکسائیڈ تحلیل ہوتا ہے اور آزاد ہونیوالی آکسیجن لوہے سے ترکیب کھاتی ہے۔ لیکن نائٹرس آکسائیڈ کی تحلیل کے بعد حجم میں کسی قسم کی کمی نہیں ہوتی جس سے معلوم ہوتا ہے کہ نائٹرس آکسائیڈ کی ترکیب میں

مساوی الحجم نائٹروجن ہوتی ہے۔

نائٹرس آکسائیڈ اور برق پاشیدگی کی گیس (۲ حجم ہائیڈروجن + ۱ حجم آکسیجن) کے آمیزہ کو گیس پیمائی نلی میں دھماکہ کرنے پر پانی بنتا ہے اور نائٹرس آکسائیڈ تحلیل ہوتا ہے۔ اس قسم کے تجربے سے معلوم ہوتا ہے کہ ۲ حجم نائٹرس آکسائیڈ کی تحلیل سے ۳ حجم بنتے ہیں جن میں سے ایک حجم آکسیجن کا ہوتا ہے۔ پس ۲ حجم نائٹرس آکسائیڈ میں ایک حجم آکسیجن ہوتی ہے۔ لیکن پہلے تجربہ سے معلوم ہو چکا ہے کہ ایک حجم نائٹرس آکسائیڈ میں ایک حجم نائٹروجن ہوتی ہے۔ پس نائٹرس آکسائیڈ کی حجمی ترکیب یہ ہوتی ہے۔

۲ حجم نائٹروجن + ۱ حجم آکسیجن = ۲ حجم نائٹرس آکسائیڈ

مثال - حسب ذیل مشاہدات سے نائٹرس آکسائیڈ کی حجمی ترکیب معلوم کرو۔

نائٹرس آکسائیڈ = ۱۰ مکعب سمر، نائٹرس آکسائیڈ + ہائیڈروجن = ۲۸ مکعب سمر، دھماکے کے بعد حجم = ۱۸ مکعب سمر (دھماکہ سے نائٹرس آکسائیڈ تحلیل ہو کر پانی اور نائٹروجن بنتے ہیں) اس میں آکسیجن ملانے کے بعد حجم = ۲۷ مکعب سمر، دوبارہ دھماکے کے بعد حجم = ۱۵ مکعب سمر (دوسرے دھماکے سے ہائیڈروجن کی زاید بچی ہوئی مقدار پانی میں تبدیل ہوتی ہے)، دوسرے دھماکے سے حجم میں کمی = ۲۷ - ۱۵ = ۱۲ مکعب سمر یہ پانی کے بننے کے باعث ہے اور اس کا دو تہائی حجم $۱۲ \times \frac{۲}{۳}$ = ۸ مکعب سمر ہائیڈروجن کا وہ حجم جو پہلے دھماکہ کے بعد باقی رہ گیا۔ پہلے دھماکہ کے بعد آمیزہ کا حجم ۱۸ مکعب سمر تھا۔ اس میں ۸ مکعب سمر ہائیڈروجن شامل تھی۔

∴ نائٹروجن کا حجم = ۱۸ - ۸ = ۱۰ مکعب سمر اور نائٹروجن کا یہی حجم نائٹرس آکسائیڈ میں تھا۔

نائٹرس آکسائیڈ میں ابتداءً ۲۸ - ۱۰ = ۱۸ مکعب سم ہائیڈروجن ملائی گئی اور پہلے دھماکے کے بعد اس کے ۸ مکعب سم باقی رہے۔ یعنی پہلے دھماکہ میں ۱۰ مکعب سم ہائیڈروجن پانی میں تبدیل ہوئی۔ اس قدر ہائیڈروجن سے ۵ مکعب سم آکسیجن ترکیب کھا کر پانی بنا سکتی ہے۔ اور آکسیجن کی یہ مقدار نائٹرس آکسائیڈ کی تحلیل سے حاصل ہوتی ہے۔ پس ۱۰ مکعب نائٹرس آکسائیڈ کی تحلیل سے ۵ مکعب سم آکسیجن اور ۱۰ مکعب سم نائٹروجن

∴ ۲ حجم نائٹرس آکسائیڈ = ۱ حجم آکسیجن + ۲ حجم نائٹروجن

نائٹرک آکسائیڈ کی حجمی ترکیب جب نائٹرک آکسائیڈ کو سرخ گرم لوہے کے ذریعہ تحلیل کیا جاتا ہے تو نائٹرک آکسائیڈ کی حجماً نصف نائٹروجن بچتی ہے۔ لیکن سرخ گرم کوئلہ سے تحلیل کرنے پر ۲ حجم نائٹرک آکسائیڈ سے ایک حجم نائٹروجن اور ایک حجم کاربن ڈائی آکسائیڈ بنتے ہیں۔ پس نائٹرک آکسائیڈ میں حجماً نصف آکسیجن ہوتی ہے (کیونکہ اسی قدر کاربن ڈائی آکسائیڈ بنتی ہے) اور نائٹرک آکسائیڈ کی حجمی ترکیب اس طرح ہوتی ہے :-

ایک حجم نائٹروجن + ایک حجم آکسیجن = ۲ حجم نائٹرک آکسائیڈ

خلاصہ

گیسوں کے خواص :- (۱) بائل کا کلیہ۔ "تپش مستقل ہو تو معین کمیت کی گیس کا حجم اس کے دباؤ کے بالعکس متناسب ہوتا ہے" یعنی دباؤ × حجم = مستقل ہوتا ہے نیز گیس کی کثافت دباؤ کے براہ راست متناسب ہوتی ہے۔

(۲) چارلس کا کلیہ - "دباؤ مستقل ہو تو معین کمیت کی گیس کا حجم تپش مطلق کے متناسب ہوتا ہے"۔ تپش مطلق سے مراد مئی تپش + ۲۷۳° ہے۔

(۳) دباؤ اور تپش کا کلیہ - "حجم مستقل ہو تو معین کمیت کی گیس کا دباؤ تپش مطلق کے متناسب ہوتا ہے"۔

گیسی مساوات - بائل اور چارلس کے کلیوں کو ایک مساوات میں یکجا کیا جا سکتا ہے۔

اس کو $\frac{\text{دباؤ} \times \text{حجم}}{\text{تپش مطلق}} = \text{مستقل}$ یا $\frac{\text{د}_1 \text{ح}_1}{\text{ت}_1} = \frac{\text{د}_2 \text{ح}_2}{\text{ت}_2}$ کے طور پر لکھا جا سکتا ہے۔

(۴) گرہیم کا کلیہ - "گیسوں کے نفوذ کی رفتاریں ان کی کثافتوں کے جذر کے بالعکس متناسب ہوتی ہیں"۔ اس سے گیسوں کی کثافتوں کے مقابلہ میں مدد لی جا سکتی ہے۔

(۵) جزوی دباؤ کا کلیہ - "گیسوں کے آمیزہ کا دباؤ اجزاء کے جزوی دباؤں کے حاصل جمع کے مساوی ہوتا ہے"۔ جزوی دباؤ سے مراد گیسی جزو کا وہ دباؤ ہے جسے یہ آمیزہ کا مجموعی حجم پر کر کے ظاہر کرتا ہے۔

مائع کے بخارات بھی اس کلیہ کی پابندی کرتے ہیں۔ اور مرطوب گیس کا دباؤ = خشک گیس کا دباؤ + بخارات آبی کا دباؤ۔

(۶) حجمی ترکیب کا کلیہ - "گیسی اشیاء میں تعامل ہو تو متعامل گیسوں اور تعامل سے حاصل ہونیوالی گیسوں کے حجموں میں سادہ عددی نسبت پائی جاتی ہے بشرطیکہ حجموں کی پیمائش یکساں طبیعی حالات میں ہو"۔ اس کلیہ کا ثبوت مختلف گیسی مرکبات کی تشریح و تالیف سے ملتا ہے۔

سوالات

(۱) گیسوں پر تپش اور دباؤ کے اثر کے متعلق جو کلیات تمہیں معلوم ہوں بیان کرو۔

(۲) (ل) بائل اور چارلس کے کلیات سے گیسی مساوات حاصل کرو۔

(ب) آکسیجن کی معین مقدار کا حجم صفر درجہ مئی اور ۷۶ سمر دباؤ پر ۴۶۲۲۶ لیٹر ہوتا ہے اگر تپش ۹۱° مر اور دباؤ ۸۶۸ سمر کر دیا جائے تو گیس کا حجم کیا ہوگا۔ [۳۶۶۳۴]

(۳) ۲۷° مر اور ۸۰ سمر دباؤ پر گیس کے ۳۰۰ مکعب سمر کا وزن ۰۶۶۵ گرام ہے۔ طبعی دباؤ و تپش پر گیس کی کثافت معلوم کرو۔ [۱۹۶۸۲]

(۴) ہلکائے سلفیورک ترشہ پر ۰۶۱۲ گرام میگنیشیم کے عمل سے ۱۳۹ مکعب سمر ہائیڈروجن خارج ہوئی پیمائش کے وقت بارپیما میں ہوا کا دباؤ ۱۶۱۵ سمر اور کمرہ کی تپش ۳۰° مر تھی۔ اس تپش پر آبی بخار کا دباؤ ۳۶۱۵ سمر ہوتا ہے۔ میگنیشیم کا وزن معادل معلوم کرو۔ [۱۲۶۰]

(۵) (ل)۔ گراہم کا کلیہ بیان کرو۔ بتاؤ کہ اس سے گیسوں کی اضافی کثافتوں کی پیمائش میں کیونکر فائدہ اٹھایا جاتا ہے۔

(ب)۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ اور اوزون کی رفتاروں کا تناسب ۰۶۲۸۲ : ۰۶۲۷ ہے۔ اگر کاربن ڈائی آکسائیڈ کی کثافت اضافی = ۲۲ ہو تو اوزون کی کثافت اضافی معلوم کرو۔ [۲۴]

(۶) (ل)۔ جزوی دباؤ کا کلیہ بیان کرو۔

(ب)۔ مختلف استوانوں میں پارہ پر ۰° مر اور ۷۶ سمر دباؤ پر مختلف

گیسیں رکھی ہوئی ہیں۔ ہائیڈروجن = ۶۲٫۶۸۶ مکعب سمر، آکسیجن = ۸٫۶۸۶ مکعب سمر، نائٹروجن = ۱۳۶٫۰۵ مکعب سمر۔ ان تینوں کو ملایا گیا اور آمیزہ کا حجم صفر درجہ مئی پر ۸۸٫۶۲ مکعب سمر تھا۔ آمیزہ میں ہر گیس کا جزوی دباؤ معلوم کرو۔ اور کیسی آمیزہ کا دباؤ بھی بتاؤ۔ [H_2=۵۴٫۱۷، O_2=۷٫۸۱، N_2=۱۱٫۲۵]

(۷) حجمی ترکیب کا کلیہ بیان کرو۔ دو تجربے بیان کرو جن سے اسکی تائید ہوتی ہے۔

(۸) (ا)۔ ۱۰ مکعب سمر آکسیجن اور ۳۰ مکعب سمر ہائیڈروجن کے آمیزہ کو دھماکنے کے بعد کتنی گیس باقی رہیگی۔ [۱۰م۔س]

(ب)۔ ۲۰ مکعب سمر نائٹرس آکسائیڈ کو گرم لوہے سے تعامل کروانے پر کس قدر نائٹروجن باقی رہتی ہے؟ [۲۰م۔س]

(۹) نائٹروجن اور آکسیجن کے آمیزہ کے ۱۰ مکعب سمر میں ۲۰ مکعب سمر ہائیڈروجن ملا کر آمیزہ کو دھماکنے پر آمیزہ کا حجم ۱۲ مکعب سمر ہو گیا۔ آمیزہ میں آکسیجن و نائٹروجن کا تناسب معلوم کرو۔ [۳ : ۷]

(اشارہ :۔ دھماکنے کے بعد حجم میں کمی پانی کے حجم کے برابر ہوتی ہے جس میں ایک تہائی آکسیجن ہوتی ہے)۔

(۱۰) نائٹرس آکسائیڈ اور نائٹرک آکسائیڈ کے آمیزہ کے ۱۰۰ مکعب سمر میں ۲۰۰ مکعب سمر ہائیڈروجن ملا کر دھماکنے پر ۸۰ مکعب سمر نائٹروجن باقی رہتی ہے۔ آمیزہ میں اجزا کا حجمی تناسب معلوم کرو۔ [۳ : ۲]

(اشارہ :۔ نائٹرک آکسائیڈ میں حجماً نصف نائٹروجن اور نائٹرس آکسائیڈ میں مساوی الحجم نائٹروجن ہوتی ہے۔ آمیزہ میں لا مکعب سمر نائٹرک آکسائیڈ ہو تو اس کی

تحلیل سے $\frac{لا}{۲}$ نائٹروجن پیدا ہوتی ہے - اور (۱۰۰ - لا) نائٹرس آکسائیڈ کی تحلیل سے (۱۰۰ - لا) نائٹروجن پیدا ہوگی - ان دونوں کا حاصل جمع ۸۰ مکعب سمر ہوتا ہے جس سے لا کی قیمت معلوم کر سکتے ہیں] -

(۱۱) ایمونیا کی تحلیل سے جو گیس حاصل ہوتی ہے اس کے ایک لیٹر کا وزن ۰٫۳۷۹۹ گرام ہوتا ہے - اگر نائٹروجن کے ایک لیٹر کا وزن ۱٫۲۵۰۷ گرام ہو تو نائٹروجن کا وزن معادل معلوم کرو - [۴٫۶۵۱]

(اشارہ :- ایمونیا کی تحلیل سے $\frac{۱}{۴}$ حجم نائٹروجن اور $\frac{۳}{۴}$ حجم ہائیڈروجن حاصل ہوتی ہے - ایک لیٹر آمیزہ میں $\frac{۱}{۴}$ لیٹر نائٹروجن ہوتی ہے جس کا وزن معلوم کرکے آمیزہ کے وزن میں سے تفریق کرنے پر ہائیڈروجن کا وزن معلوم ہوگا - ان اعداد سے وزن معادل معلوم کر سکتے ہیں) -

(۱۲) ایک گیس کے ۵۰ مکعب سمر میں ۷۰ مکعب سمر آکسیجن ملائی گئی - دھماکے کے بعد آمیزہ کا حجم ۹۵ مکعب سمر تھا - لیکن کاوی پوٹاش ملانے پر آکسیجن گیس کے صرف ۴۵ مکعب سمر باقی رہے - تجربہ میں کونسی گیس استعمال کی گئی تھی - [کاربن مانا آکسائیڈ]

(۱۳) ایک گیسی ہائیڈرو کاربن کے ۱۲ مکعب سمر گیس پیمائی نلی میں لئے گئے اور اس میں ۹۰ مکعب سمر آکسیجن ملا کر آمیزہ کو دھماکا گیا - دھماکے کے بعد آمیزہ کا حجم ۷۲ مکعب سمر تھا اور کاوی پوٹاش میں جذب کرنے پر ۳۶ مکعب سمر آکسیجن باقی رہی - زیر تجربہ ہائیڈرو کاربن کے ایک حجم میں ہائیڈروجن کے کتنے حجم شریک تھے ؟ [۴ حجم]

(۱۴) ۲۰ مکعب سمر ہائیڈرو کاربن کو ۲۵۰ مکعب سمر ہوا کے ساتھ دھماکنے پر آمیزہ کے حجم میں ۴۰ مکعب سمر کی کمی ہوئی - بعد ازاں کاوی پوٹاش ملانے پر حجم میں مزید ۴۰ مکعب سمر کی کمی ہوئی - ہائیڈرو کاربن کی تجربی ترکیب بتاؤ - [ایتھین]

(۱۵) کاربن ڈائی آکسائیڈ، ہائیڈروجن، آکسیجن اور نائٹروجن کے آمیزہ کے ۲۹ مکعب سمر کو کاوی پوٹاش کے ساتھ ہلانے پر آمیزہ کا حجم ۲۱ مکعب سمر ہو گیا - اب آمیزہ پر برقی شرارون کا عمل کیا گیا جس سے آمیزہ کے حجم میں ۱۵ مکعب سمر کی کمی ہوئی - بعد ازاں گیسی ثقل کو قلوی پائیروگیلال کے ساتھ ہلانے پر حجم میں کوئی کمی نہ ہوئی - آمیزہ میں اجزا کا فی صد حجمی تناسب معلوم کرو - [۲۷٫۵۸، ۳۴٫۴۸، ۱۷٫۲۵، ۲۰٫۶۹]

(۱۶) نائٹروجن اور آکسیجن کے آمیزہ کے ۱۵ مکعب سمر میں مساوی الحجم ہائیڈروجن ملا کر دھماکا کیا گیا - جس سے صرف نائٹروجن اور ہائیڈروجن باقی رہے جن کا حجم ۱۳٫۸ مکعب سمر تھا - ابتدائی آمیزہ میں نائٹروجن اور آکسیجن کی مقدار معلوم کرو - [۹٫۶، ۵٫۴]

(۱۷) اگر جست کا وزن معادل ۳۲٫۵ ہو تو بتاؤ کہ ہلکائے سلفیورک ترشہ میں ایک گرام جست کو حل کرنے پر ۲۷°م اور ۷۰ سمر دباؤ پر ہائیڈروجن کا کتنا حجم خارج ہوگا؟ ہائیڈروجن کے اکائی معادل کا حجم (ط-ت-د) = ۱۱۲۰۰ مکعب سمر [۴۱۱٫۲]

(۱۸) برق پاشیدگی کی گیس کے ایک لیٹر کا وزن ۰٫۵۴ گرام ہے - اگر ہائیڈروجن کی کثافت ۰٫۰۰۰۰۹ گرام فی مکعب سمر ہو تو آکسیجن کا وزن معادل معلوم کرو - [۸]

(۱۹) امونیا کی ترکیب پر برتحلیلیہ کے قاعدہ سے حسب ذیل مشاہدات حاصل ہوئے:-
امونیا کا حجم = ۱۵ مکعب سمر، امونیا کی تحلیل کے بعد ہائیڈروجن کا حجم = ۳۰ مکعب سمر، آکسیجن ملانے کے بعد آمیزہ کا حجم = ۵۸ م - س، دھماکہ کرنے کے بعد حجم = ۲۴٫۲۵ مکعب سمر - امونیا کی حجمی ترکیب معلوم کرو -

(۲۰) کاربن مانو آکسائیڈ اور ایتھلین کے آمیزہ کے ۴۰ مکعب سمر میں ۱۰۰ مکعب سمر آکسیجن ملا کر گیس پیمائی نلی میں دھماکہ کرنے پر ۱۰۴ مکعب سمر گیس حاصل ہوئی - اس میں

کاوی پوٹاش ملانے کے بعد صرف ۸ء۴ ملعب سمر گیسی ثقل باقی رہا۔ ابتدائی آمیزہ کی ترکیب معلوم کرو۔ [۳ : ۲]

(اشارہ :- ایک حجم ایسٹیلین کے احتراق سے کاربن ڈائی آکسائیڈ کے دو حجم بنتے ہیں)۔

فصل (۵)

سالمات اور سالمی اوزان

حجمی ترکیب کا کلیہ اور نظریہ جوہر ڈالٹن کے نظریہ جوہر اور گے لوساک کے حجمی ترکیب کے کلیہ میں بہت بڑی مشابہت پائی جاتی ہے۔ چنانچہ (۱) عناصر میں ترکیب ہو تو ترکیب میں حصہ لینے والے جواہر کی تعداد میں سادہ نسبت پائی جاتی ہے۔ (نظریہ جوہر) اور (۲) گیسی عناصر میں ترکیب ہو تو ترکیب میں حصہ لینے والے حجموں میں سادہ رشتے پائے جاتے ہیں۔ (گے لوساک کا کلیہ)۔ اس سے معلوم ہوتا ہے کہ گیسوں کے حجموں اور گیسی جواہر کی تعداد میں خاص تعلق پایا جاتا ہے۔ برزیلیئس نے فرض کیا کہ "گیسوں کے مساوی حجموں میں (یکساں طبیعی حالات میں) جواہر کی مساوی تعداد ہوتی ہے"۔ یہاں جواہر سے مراد عناصر کے جواہر اور مرکبات کے جواہر دونوں ہیں۔

برزیلیئس کے مفروضہ کا گیسی تعاملات پر اطلاق خالی از دقت نہیں۔ چنانچہ تجربہ سے معلوم ہوتا ہے کہ ایک حجم ہائیڈروجن اور ایک حجم کلورین ترکیب کھا کر دو حجم ہائیڈروجن کلورائیڈ بناتے ہیں۔ اب اگر ہائیڈروجن، کلورین اور ہائیڈروجن کلورائیڈ کے مساوی حجموں میں "جواہر" کی مساوی تعداد ہو تو ہائیڈروجن کے ایک حجم میں لا جواہر، کلورین کے ایک حجم میں لا جواہر اور ہائیڈروجن کلورائیڈ کے دو حجم میں ۲ لا جواہر موجود رہتے ہیں۔ یعنی ایک جوہر ہائیڈروجن اور ایک جوہر کلورین کی ترکیب سے ہائیڈروجن کلورائیڈ کے

دو جواہر بنتے ہیں۔ یا ہائیڈروجن کلورائیڈ کے "ایک جوہر" کے بنانے میں نصف جوہر ہائیڈروجن اور نصف جوہر کلورین حصہ لیتے ہیں۔ لیکن ڈالٹن کے نظریہ سے جواہر کی تقسیم ممکن نہیں۔ پس برزیلیئس کے مفروضہ سے نظریۂ جوہر کی تنقیض ہوتی ہے۔

اب اگر یہ فرض کریں کہ ہائیڈروجن کے ایک جوہر اور کلورین کے ایک جوہر کی ترکیب سے ہائیڈروجن کلورائیڈ کا "ایک جوہر" بنتا ہے تو ایک حجم ہائیڈروجن اور ایک حجم کلورین کی ترکیب سے ہائیڈروجن کلورائیڈ کا صرف ایک حجم حاصل ہونا چاہیئے۔ لیکن تجربی نتائج اس کے برخلاف ہیں۔ پس برزیلیئس کو اپنا مفروضہ ترک کر دینا پڑا۔

جوہر اور سالمہ آواگادرو نے حجمی ترکیب کے نتائج اور نظریۂ جوہر میں مطابقت پیدا کرنے کے لئے نظریۂ جوہر میں ایک ترمیم کی۔ اس نے فرض کیا کہ مادی ذرات دو قسم کے ہوتے ہیں۔ (۱) جواہر (۲) سالمات (جوہر مادہ کا وہ اقل ذرہ ہے جو کیمیائی تعامل میں حصہ لیتا ہے)۔ ڈالٹن کے برخلاف آواگادرو نے فرض کیا کہ آزاد حالت میں عناصر مفرد جوہر کے طور پر وجود پذیر نہیں ہوتے۔ یہ بات خاص طور پہ گیسی عناصر پر صادق آتی ہے۔ ("سالمہ" سے مراد مادہ کا وہ اقل درجہ ہے جو کسی شئے کی نوعی خصوصیات کا حامل ہوتا ہے۔ اور آزاد حالت میں اپنے وجود کو برقرار رکھتا ہے) سالمہ بالعموم ایک سے زیادہ جوہروں پر مشتمل ہوتا ہے۔ (بعض عناصر کے سالمات اک جوہری بھی ہوتے ہیں)۔

سالمہ اور جوہر کے فرق کو واضح کرنے کے لئے ہم کھریا پر غور کریں گے۔ یہ کیلسیم، کاربن اور آکسیجن تین مختلف عناصر کا مرکب ہے۔ اس کے ایک ٹکڑے کو مسلسل تقسیم کریں (اور ہمارے پاس نازک آلات موجود ہوں) تو ہمیں ایسی ایک حد ملیگی جبکہ کھریا مزید تقسیم سے اپنے ترکیبی عناصر کیلسیم، کاربن اور آکسیجن میں تبدیل ہو جائیگی۔ اب اگر ہم اس موقع پر

کھربا کی تقسیم کا عمل روک دیں تو ہم کو کھربا کا جو ذرہ حاصل ہوتا ہے اس میں ابھی تک کھربا کے پورے خواص پائے جاتے ہیں۔ اسی ذرہ کو کھربا کا سالمہ کہا جاتا ہے۔

مرکب کی طرح ہر عنصر کا ایک سالمہ ہوتا ہے۔ عنصر کے سالمات ایک ہی قسم کے جوہروں پر مشتمل ہوتے ہیں اور مرکب کے سالمات مختلف قسم کے جوہروں سے بنتے ہیں۔ سالمہ کا وزن ترکیبی جواہر کے وزن کا حاصل جمع ہوتا ہے۔ ہر مرکب کا ایک خاص وزن سالمہ ہوتا ہے لیکن عنصر کے وزن سالمہ اور وزن جوہر دونوں ہوتے ہیں۔

آواگادرو کا دعویٰ آواگادرو نے سادہ ترکیبی حجموں کی توجیہ کے لئے فرض کیا کہ ہر سالمہ کا حجم مساوی ہوتا ہے۔ خواہ سالمہ مرکب کا ہو یا عنصر کا۔ اور اس نے حسب ذیل دعویٰ پیش کیا۔ **گیسوں کے مساوی حجموں میں یکساں حالات تپش اور دباؤ پر سالمات کی مساوی تعداد ہوتی ہے۔**

جدید تحقیقات سے ثابت ہوتا ہے کہ سالمات حقیقی وجود رکھتے ہیں۔ اور ان کی جسامت مساوی ہوتی ہے اور آواگادرو کا دعویٰ ایک کلیہ کی حیثیت رکھتا ہے۔

ہائیڈروجن کلورائیڈ کی ترکیب اب ہم ہائیڈروجن کلورائیڈ کی حجمی ترکیب پر دوبارہ غور کریں گے اور دیکھیں گے کہ آواگادرو کے دعویٰ سے اس کی کیونکر توجیہ کر سکتے ہیں۔

تجربہ سے معلوم ہوتا ہے کہ ہائیڈروجن کے ایک حجم اور کلورین کے ایک حجم کی ترکیب سے ہائیڈروجن کلورائیڈ کے دو حجم بنتے ہیں۔

آواگادرو کے دعویٰ سے عناصر ہائیڈروجن و کلورین اور مرکب ہائیڈروجن کلورائیڈ کے مساوی حجموں میں سالمات کی مساوی تعداد ہوتی ہے۔ اور یہ فرض کر سکتے ہیں کہ

ہائیڈروجن کے ایک حجم میں ع سالمات ہائیڈروجن، کلورین کے ایک حجم میں ع سالمات کلورین اور ہائیڈروجن کلورائیڈ کے دو حجم میں ۲ ع سالمات ہائیڈروجن کلورائیڈ پائے جاتے ہیں۔ فی الحال ہم یہ بھی فرض کرینگے کہ ہائیڈروجن اور کلورین کے ہر سالمہ میں ۲ جواہر ہوتے ہیں۔

یعنی ہائیڈروجن کلورائیڈ کے ۲ ع سالمات بنانے میں ۲ ع جواہر ہائیڈروجن اور ۲ ع جواہر کلورین حصہ لیتے ہیں۔ اور ہائیڈروجن کلورائیڈ کے ہر سالمہ میں ہائیڈروجن کا ایک جوہر اور کلورین کا ایک جوہر ہوتا ہے۔ یہ نتیجہ نظریۂ جوہر کے تناقص نہیں اور حجمی ترکیب کے نتائج کے بھی مطابق ہوتا ہے۔

بیان بالا کو مختصراً یوں لکھا جا سکتا ہے :-

ایک حجم ہائیڈروجن + ایک حجم کلورین = ۲ حجم ہائیڈروجن کلورائیڈ (تجربہ سے)۔

ع سالمات ہائیڈروجن + ع سالمات کلورین = ۲ ع سالمات ہائیڈروجن کلورائیڈ (آواگادرو کا دعویٰ)۔

۱ سالمہ ہائیڈروجن + ۱ سالمہ کلورین = ۲ سالمات ہائیڈروجن کلورائیڈ

(چونکہ ہائیڈروجن اور کلورین کے سالمات دو جوہری ہوتے ہیں)۔

۲ جواہر ہائیڈروجن + ۲ جواہر کلورین = ۲ سالمات ہائیڈروجن کلورائیڈ

۱ جوہر ہائیڈروجن + ۱ جوہر کلورین = ۱ سالمہ ہائیڈروجن کلورائیڈ

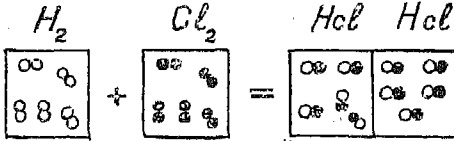
جس سے معلوم ہوتا ہے کہ ہائیڈروجن کلورائیڈ کا ضابطہ HCl ہے۔

ہائیڈروجن اور کلورین کی ترکیب کے متعلق اوپر جو بحث کی گئی اس کی توضیح حجمی نقشوں سے بآسانی ہوتی ہے۔ حجمی نقشہ ایک مربع پر مشتمل ہوتا ہے۔ اور یکساں پیش

دو ہائیڈروجن کیس کے ایک حجم کو تعبیر کرتا ہے۔ مربع میں سالمات کو چھوٹے دائروں سے ظاہر کیا جاتا ہے۔ (شکل ۱۸)۔

۱ حجم ہائیڈروجن + ۱ حجم کلورین = ۲ حجم ہائیڈروجن کلورائیڈ

∴ ع سالمات ہائیڈروجن + ع سالمات کلورین = ۲ ع سالمات ہائیڈروجن کلورائیڈ

H_2　　Cl_2　　HCl　HCl

شکل ۱۸

مندرجہ خاکہ سے ظاہر ہے کہ کیمیائی تعامل ہائیڈروجن اور کلورین کے جوہروں کے مابین راست ترکیب پر مشتمل نہیں ہوتا۔ بلکہ ان کے سالمات پہلے جوہروں میں بٹتے ہیں۔ اور جواہر تعامل میں حصہ لیتے ہیں۔ یا یہ کہہ سکتے ہیں کہ ہائیڈروجن اور کلورین کے دو جوہری سالمات کے مابین جوہروں کا باہمی تبادلہ ہوتا ہے۔

ڈالٹن کے مفروضات میں ترمیم | بیان بالا سے واضح ہو چکا ہو گا کہ آوگادرو کے دعویٰ سے ڈالٹن کے نظریہ میں حسب ذیل ترمیمیں ہوتی ہیں۔

(۱) عنصر اور مرکب اشیاء سالمات پر مشتمل ہوتی ہیں۔ سالمات سے مراد مادہ کے وہ اقل ذرات ہیں جو اپنا آزادانہ وجود برقرار رکھتے ہیں۔ سالمات جواہر پر مشتمل ہیں جو ناقابل تقسیم مادی ذرات ہیں۔

(۲) کسی شئے کے تمام سالمات خواص اور وزن کے لحاظ سے یکساں ہوتے ہیں۔ مختلف اشیاء کے سالمات مختلف ہوتے ہیں۔

(۳) عناصر کے سالمات ایک ہی قسم کے جواہر پر مشتمل ہوتے ہیں۔ اور

مرکب کے سالمات مختلف قسم کے جوہروں سے بنتے ہیں۔

(۴) دو عناصر کی ترکیب ہو تو اس عمل میں پہلے ان کے سالمات جواہر میں بٹتے ہیں اور پھر جواہر باہم ترکیب کھا کر مرکب کے سالمات بناتے ہیں۔

آواگادرو کے دعویٰ کے عملی فوائد آواگادرو کے دعویٰ سے نہایت اہم عملی فوائد حاصل ہوتے ہیں۔

(ا) کیسی عنصر کے سالمہ میں جوہروں کی تعداد معلوم کی جا سکتی ہے۔

(ب) گیسوں اور بخارات کے سالمی اوزان کا مقابلہ کیا جا سکتا ہے۔

(ج) گیسی عنصر کا وزن سالمہ اور سالمے میں جوہروں کی تعداد معلوم ہو تو اس کا وزن جوہر محسوب کر سکتے ہیں۔

(د) طیران پذیر عناصر کے طیران پذیر مرکبات میں مختلف قسم کے جوہروں کی تعداد دریافت کی جا سکتی ہے جس سے ان مرکبات کا سالمی ضابطہ معین ہوتا ہے۔

(س) کیمیائی تغیر میں طیران پذیر عناصر اور مرکبات حصہ لیں تو اس کو کیمیائی مساوات سے ظاہر کیا جا سکتا ہے۔

ان راست فوائد کے علاوہ سالماتی نظریہ کی مدد سے بالواسطہ طور پر نا طیران پذیر عناصر کے وزن جوہر نا طیران پذیر مرکبات کے سالمی اوزان اور ضابطے معلوم کئے جا سکتے ہیں۔ اور ان کے تغیرات کو کیمیائی مساواتوں سے ظاہر کیا جا سکتا ہے۔

اس مختصر بیان سے واضح ہے کہ اگر آواگادرو رہنمائی نہ کرتا تو کیمیا کی ترقی میں بڑی رکاوٹ پیش آتی۔

گیسی عناصر کی جوہریت کسی عنصر کے ایک سالمہ میں پائے جانے والے

جواہر کی تعداد کو عنصر کی جوہریت (Atomicity) کہتے ہیں۔ گیسی تعاملات کے مطالعہ سے گیسی عناصر کی جوہریت معین کی جاسکتی ہے۔ چند سادہ گیسی تعاملات پر غور کرو۔

(۱) ۱ حجم ہائیڈروجن + ۱ حجم کلورین = ۲ حجم ہائیڈروجن کلورائیڈ (تجربہ)
۱ سالمہ ہائیڈروجن + ۱ سالمہ کلورین = ۲ سالمات ہائیڈروجن کلورائیڈ [آواگادرو کا دعویٰ]

(۲) ۲ حجم ہائیڈروجن + ۱ حجم آکسیجن = ۲ حجم بھاپ (تجربہ)
۲ سالمات ہائیڈروجن + ۱ سالمہ آکسیجن = ۲ سالمات بھاپ (نظریہ)

(۳) ۱ حجم نائٹروجن + ۱ حجم آکسیجن = ۲ حجم نائٹرک آکسائیڈ (تجربہ)
۱ سالمہ نائٹروجن + ۱ سالمہ آکسیجن = ۲ سالمات نائٹرک آکسائیڈ (نظریہ)

مساواتوں سے ظاہر کہ جب ہائیڈروجن کا ایک سالمہ آکسیجن سے ترکیب کھا کر بھاپ کا ایک سالمہ بناتا ہے تو اس کے سالمہ کی تقسیم نہیں ہوتی لیکن جب ہائیڈروجن کے ایک سالمہ سے ہائیڈروجن کلورائیڈ کے دو سالمے بنتے ہیں تو ہائیڈروجن کا سالمہ آدھے آدھے حصوں میں بٹ جاتا ہے اور ہائیڈروجن کلورائیڈ کے ہر سالمہ میں ہائیڈروجن کا نصف سالمہ شریک رہتا ہے۔ ہائیڈروجن کے جتنے تعاملات کا اب تک مطالعہ کیا گیا ان سے معلوم ہوتا ہے کہ اس کے سالمہ کی تقسیم کبھی دو سے زیادہ حصوں میں نہیں ہوتی۔ ہائیڈروجن کا نصف سالمہ اس کے ایک جوہر کے مساوی ہونا چاہیئے کیونکہ نظریۂ جوہر کی رو سے مادہ کی کم سے کم مقدار جو تعامل میں حصہ لیتی ہے ایک جوہر ہوتا ہے۔ اور جوہر کی کسریں تعامل میں حصہ نہیں لیتیں۔ اس بنا پر ہائیڈروجن کلورائیڈ مرکب میں ہائیڈروجن کا کم سے کم ایک جوہر شریک ہونا چاہیئے۔ پس یہ نتیجہ نکالا جاسکتا ہے کہ

ہائیڈروجن کے ہر سالمہ میں دو جواہر ہوتے ہیں۔ اور اس کے سالمہ کا ضابطہ (H_2) لکھا جا سکتا ہے۔

نائٹرک آکسائیڈ کا ایک سالمہ بناتے وقت آکسیجن اور نائٹروجن کے سالمے نصف ہو جاتے ہیں۔ اسی طرح کلورین کا سالمہ ہائیڈروجن کلورائیڈ بناتے وقت دو حصوں میں بٹ جاتا ہے۔ ان تینوں گیسوں کی صورت میں تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ کیمیائی تعاملات میں ان کے سالمات کی تقسیم نصف سے کم تر حصوں میں نہیں ہوتی۔ جس سے نتیجہ نکلتا ہے کہ ان کے ایک سالمہ میں دو جواہر ہوتے ہیں۔ اور ان کے سالمی ضابطے O_2، N_2، Cl_2 ہوتے ہیں۔

ہائیڈروجن، آکسیجن، نائٹروجن اور کلورین کے دو جوہری ہونے کا ثبوت نظریۂ تحرک (فصل ۲) سے ملتا ہے۔ لیکن یہ ہرگز نہ سمجھو کہ تمام عناصر کے سالمات دو جوہری ہوتے ہیں چنانچہ غیر عامل گیس اور اکثر دھاتوں کے بخارات اک جوہری سالمات پر مشتمل ہوتے ہیں۔ اوزون (O_3)، فاسفورس (P_4)، آرسینک (As_4)، گندھک (S_8) کے بخارات کثیر جوہری ہوتے ہیں۔

وزن سالمہ گیسوں کی کثافت اضافی ہائیڈروجن کی مناسبت سے معلوم کی جاتی ہے۔ اور گیس کی کثافت اضافی سے مراد وہ نسبت ہے جو گیس کے وزن اور مساوی حجم ہائیڈروجن کے وزن میں پائی جاتی ہے۔ یعنی گیس کی کثافت اضافی

$$= \frac{\text{گیس کا وزن}}{\text{مساوی حجم ہائیڈروجن کا وزن}}$$ [یکساں حالات تپش، دباؤ]

اگر اس مساوات پر آواگادرو کے دعوی کا اطلاق کیا جائے تو ایک اہم نتیجہ حاصل ہوتا ہے۔ زیر تجربہ گیس اور ہائیڈروجن کے مساوی حجم پیش نظر ہیں اس لئے

ان میں سالمات کی مساوی تعداد (مثلاً ع) ہوتی ہے۔ اور گیس کی کثافت اضافی

$$= \frac{\text{گیس کے ع سالمات کا وزن}}{\text{ہائیڈروجن کے ع سالمات کا وزن}} = \frac{\text{گیس کے ایک سالمہ کا وزن}}{\text{ہائیڈروجن کے ایک سالمہ کا وزن}}$$

لیکن چونکہ ہائیڈروجن کے جوہر کا وزن ایک ہوتا ہے اور اس کے ہر سالمہ میں دو جواہر ہوتے ہیں اس لئے

$$\text{گیس کی کثافت اضافی} = \frac{\text{گیس کے ایک سالمہ کا وزن}}{2} = \frac{\text{گیس کا سالمی وزن}}{2}$$

∴ گیس کا سالمی وزن = ۲ × گیس کی کثافت اضافی = ۲ × بخاری کثافت

گیس کی کثافت اضافی کو **بخاری کثافت** بھی کہتے ہیں۔ بعض وقت ہوا کو اکائی مان کر گیس کی کثافت اضافی معلوم کیجاتی ہے اس کو ۱۴۳۸ء۱۴ سے ضرب دینے پر ہائیڈروجن کے مقابلہ میں کثافت اضافی حاصل ہوتی ہے۔ آواگادرو کے دعوی سے صرف **اضافی سالمی وزن** معلوم ہوتا ہے۔ کسی شئے کے وزن سالمہ سے مراد اس کے ایک سالمہ کے وزن اور ہائیڈروجن کے ایک جوہر کے وزن کی نسبت ہے۔ لیکن آج کل سالمی وزن اور بخاری کثافتیں آکسیجن کی مناسبت سے محسوب کی جاتی ہیں۔ یہ فرض کیا جاتا ہے کہ آکسیجن کا سالمہ دو جوہری ہوتا ہے لیکن آکسیجن کے وزن جوہر کو اکائی کی قیمت نہیں دیجاتی بلکہ اس کی قیمت ۱۶ ہوتی ہے اور کسی شئے کے وزن سالمہ سے مراد اس کے ایک سالمہ کے وزن اور آکسیجن کے $\frac{1}{16}$ وزن جوہر کی نسبت ہوتی ہے۔ اس بناء پر ہائیڈروجن کا سالمی وزن ۲ کے بجائے (۲ × ۱۶۰۰۸) حاصل ہوتا ہے۔ یہ فرق اتنا تھوڑا ہے کہ ہم اس کو نظر انداز کر سکتے ہیں۔

* چونکہ سالمی وزن سے مراد محض ایک نسبت ہے اسلئے اس کی قیمت محض اعداد میں

بیان ہوگی لیکن بسا اوقات اس کو "گرام" کی رقوم میں بیان کیا جاتا ہے۔ اور اس کو "گرام سالمی وزن" یا گرام سالمہ کہتے ہیں۔ اس وقت گویا یہ فرض کر لیا جاتا ہے کہ ہائیڈروجن کا وزن جوہر ایک گرام ہوتا ہے۔

بخاری کثافتوں کی پیمائش (صفحہ ۱۰۳) سے طیران پذیر اشیاء کے سالمی اوزان محسوب ہو سکتے ہیں۔ چنانچہ آکسیجن کا سالمی وزن = ۳۲، کلورین = ۷۱، بھاپ = ۱۸، اور ہائیڈروجن کلورائیڈ = ۳۶٫۵ ہوتا ہے۔

تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ دو گرام ہائیڈروجن، ۳۲ گرام آکسیجن، ۷۱ گرام کلورین یا ۳۶٫۵ گرام ہائیڈروجن کلورائیڈ کا حجم طبیعی تپش اور دباؤ پر ۲۲٫۴ لیٹر ہوتا ہے۔ یعنی متذکرہ اشیاء کے گرام سالمہ کا حجم ۲۲٫۴ لیٹر ہوتا ہے۔ تمام گیسی اشیاء کے گرام سالموں کا حجم تقریباً یہی قیمت رکھتا ہے اس کو گرام سالمی حجم کہتے ہیں۔ اور گرام سالمی وزن کی یوں بھی تعریف کی جاسکتی ہے کہ یہ طبیعی تپش اور دباؤ پر ۲۲٫۴ لیٹر گیسی شئے کا وزن ہے۔

مطلق سالمی وزن وزن سالمہ کے طور پر جو اعداد بالعموم استعمال کئے جاتے ہیں وہ فی الحقیقت شئے کے ایک سالمہ کا وزن نہیں ہوتے بلکہ ان تمام سالمات کے مجموعی وزن کو ظاہر کرتے ہیں جو گرام سالمی حجم (۲۲٫۴ لیٹر) میں پائے جاتے ہیں۔ جدید انکشافات کی بدولت اب ہم اس قابل ہوگئے ہیں کہ کسی گیس کے گرام سالمی حجم میں سالمات کی حقیقی تعداد معلوم کریں۔ امریکہ کے مشہور سائنس داں آر۔ اے۔ ملیکان (R. A. Millikan) کے تجربات سے ظاہر ہے کہ تمام گیسوں کے گرام سالمی حجم میں سالمات کی صحیح تعداد ۰٫۶۰۶ × $(10)^{24}$ ہوتی ہے۔ اس کو آواگادرو کا عدد کہتے ہیں اور کسی شئے کا حقیقی یا مطلق سالمی وزن اس طرح معلوم ہوگا۔

مطلق سالمی وزن = گرام سالمی وزن / آواگادرو عدد

چنانچہ آکسیجن کا مطلق سالمی وزن = ۳۲ / (۰٫۶۰۶ × ۱۰^۲۴) = ۰٫۶۵۲۸۰۵ × ۱۰^۹- گرام

یعنی آکسیجن کے ایک سالمہ کا حقیقی وزن ایک گرام کے ۱۰ کروڑ × ۱۰ کروڑویں حصہ سے بھی کم ہوتا ہے۔

گیسی عناصر کا وزن جوہر جب گیسی عنصر کا سالمی وزن اور جوہریت معلوم ہو تو اس کا وزن جوہر معلوم کر سکتے ہیں (فصل ٦)۔

گیسی مرکبات کے ضابطے گیسی یا طیران پذیر عناصر کی "جوہریت" معلوم ہو تو ان عناصر کے طیران پذیر مرکبات کے ضابطے ترکیبی حجموں کی مدد سے معین کئے جا سکتے ہیں

چنانچہ (۱) بھاپ پر تجربی پیمائش کے نتائج حسب ذیل ہیں۔

دو حجم ہائیڈروجن + ۱ حجم آکسیجن = ۲ حجم بھاپ

آواگادرو کے دعویٰ سے :۔

۲ سالمات ہائیڈروجن + ایک سالمہ آکسیجن = ۲ سالمات بھاپ

اب چونکہ ہائیڈروجن اور آکسیجن دو جوہری ہوتے ہیں اس لئے :۔

۲ × ۲ جوہر ہائیڈروجن + ۲ × ۱ جوہر آکسیجن = ۲ سالمات بھاپ

یا ۲ جوہر ہائیڈروجن + ۱ جوہر آکسیجن = ایک سالمہ بھاپ

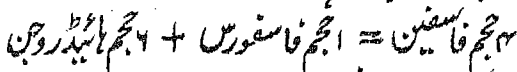
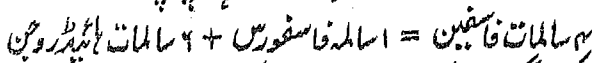
یعنی بھاپ (پانی) کے ایک سالمہ میں ہائیڈروجن کے دو جواہر اور آکسیجن کا ایک جوہر ہوتا ہے اور اس کا سالمی ضابطہ (H_2O) ہوتا ہے۔

(۲) امونیا کا سالمی ضابطہ اس کو تحلیل کر کے معلوم کیا جا سکتا ہے۔

تجربہ سے دو حجم امونیا کی تحلیل سے ایک حجم نائٹروجن + ۳ حجم ہائیڈروجن بنتے ہیں۔

اور آواگادرو کے دعویٰ سے ۲ سالمات امونیا سے ۱ سالمہ نائٹروجن + ۳ سالمات ہائیڈروجن
چونکہ ہائیڈروجن اور نائٹروجن دو جوہری سالمات پر مشتمل ہوتے ہیں اس لئے
۲ سالمات امونیا = ۲×۱ جوہر نائٹروجن + ۲×۳ جواہر ہائیڈروجن
یا ۱ سالمہ امونیا = ایک جوہر نائٹروجن + ۳ جواہر ہائیڈروجن
پس امونیا کا سالمی ضابطہ (NH_3) ہوتا ہے۔

اشارہ بالا میں یہ بات قابل یادداشت ہے کہ ترکیبی حجموں سے براہ راست جواہر کی تعداد نہیں معلوم ہوتی بلکہ آواگادرو کے دعویٰ کی وساطت سے۔ یہ واقعہ کہ پانی ہائیڈروجن کے دو حجموں اور آکسیجن کے ایک حجم کی ترکیب سے بنتا ہے اس بات کا ثبوت نہیں کہ پانی کے سالمہ میں ہائیڈروجن کے دو جوہر اور آکسیجن کا ایک جوہر ہوتا ہے۔ پانی کے لئے ترکیبی حجموں اور جواہر کی نسبت محض اتفاقی طور پر یکساں حاصل ہوتی ہے اس کی وجہ یہ ہے کہ ہائیڈروجن اور آکسیجن دو جوہری گیسیں ہیں۔ اس نکتہ کی مزید توضیح کے لئے فاسفین کی ساخت پر غور کرو۔

(۳) فاسفین کا سالمی ضابطہ :- فاسفین حرارت کے عمل سے مساوات ذیل کے مطابق تحلیل ہوتی ہے۔
۴ حجم فاسفین = ۱ حجم فاسفورس + ۶ حجم ہائیڈروجن
اب اگر اس بنا پر فاسفین کا ضابطہ PH_3 قرار دیا جائے تو یہ امر غلط ہے لیکن آواگادرو کے دعویٰ کی مدد سے صحیح نتیجہ حاصل ہوتا ہے۔ چنانچہ
۴ سالمات فاسفین = ۱ سالمہ فاسفورس + ۶ سالمات ہائیڈروجن
لیکن دیگر تعاملات کے مطالعہ سے معلوم ہوتا ہے کہ فاسفورس کا سالمہ ۴ جوہروں

اور ہائیڈروجن کا سالمہ دو جوہروں پر مشتمل ہوتا ہے۔ اس لئے

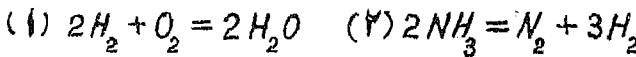
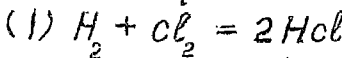
۴ سالمات فاسفین = ۴ جواہر فاسفورس + ۱۲ جواہر ہائیڈروجن

یا ۱ سالمہ فاسفین = ایک جوہر فاسفورس + ۳ جواہر ہائیڈروجن

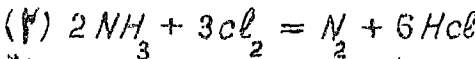
پس فاسفین کا سالمی ضابطہ PH_3 ہے۔ اس کا تجربی ثبوت اس طرح ملتا ہے کہ فاسفین کی بخاری کثافت ۱۷ حاصل ہوتی ہے۔ جس سے اس کا سالمی وزن ۳۴ ہوتا ہے جو ضابطہ PH_3 کے وزن کے برابر ہوتا ہے۔

کیمیائی مساواتیں کیمیائی اشیاء کے تعامل میں حصہ لینے والے سالمات کے ضابطے معلوم ہوں تو کیمیائی مساوات بنائی جا سکتی ہے۔ مثلاً

(۱) $2H_2 + O_2 = 2H_2O$　　(۲) $2NH_3 = N_2 + 3H_2$

(۳) $4PH_3 = P_4 + 6H_2$

ہر مساوات میں گیسی سالمات کی تعداد ترکیبی حجموں کی تعداد کو بھی ظاہر کرتی ہے اور گیسوں کی حجمی ترکیب کی بناء پر مساوات مرتب کی جا سکتی ہے چنانچہ ہائیڈروجن کلورائیڈ کی حجمی ترکیب اس مساوات کے مطابق ہوتی ہے۔

(۱) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$

ہافمن کے قاعدہ میں امونیا کی تحلیل یوں ہوتی ہے۔

(۲) $2NH_3 + 3Cl_2 = N_2 + 6HCl$

(ہائیڈروجن کلورائیڈ زاید امونیا سے ترکیب کھاتی ہے۔ اس لئے تجربہ میں مندرجۂ بالا مساوات کے مطابق حجمی رشتے حاصل نہیں ہوتے)۔

نظریۂ تحرک آواگادرو (۱۸۱۱) نے سالمہ کا جو تخیل پیش کیا اس میں ماہرین

طبیعیات نے بعض اضافے کئے اور ایک نظریہ کی تدوین کی۔ جس کی مدد سے گیسوں کے خواص کی بآسانی توجیہ ہو سکتی ہے۔ اس نظریہ کے اساسی مفروضات یہ ہیں :- (۱) گیس سالمات پر مشتمل ہوتی ہیں۔ اور (۲) سالمات ہمیشہ حرکت کرتے رہتے ہیں۔ ان مفروضات کو "حرکی سالمی نظریہ" یا مختصراً **نظریہ تحرک** کہتے ہیں۔ اس نظریہ کو کلاشیئس (۱۸۵۷) میکسول (۱۸٦۰) بولٹس من (۱۸٦۸) وغیرہ کی کوششوں کی بدولت کافی وسعت اور جامعیت حاصل ہوئی۔

نظریہ تحرک کی رو سے گیس کے سالمات نہایت قلیل ہوتے ہیں لیکن ان کی خاص جسامت ہوتی ہے اور ان کا حقیقی حجم اس حجم کے مقابلہ میں نہایت کم ہوتا ہے جسے گیس مجموعی طور پر پُر کرتی ہے۔ گیسی سالمات ایک دوسرے سے کافی دور ہوتے ہیں ان کے باہم فاصلے اتنے زیادہ ہوتے ہیں کہ ان کی باہمی کشش و اتصال کی قوتیں قابل نظر انداز ہوتی ہیں۔ سالمات مکمل طور پر لچکدار ہوتے ہیں۔ اور تمام سمتوں میں خطوط مستقیم میں حرکت کرتے رہتے ہیں۔ حرکت کے دوران میں سالمات ایک دوسرے سے اور برتن کی دیواروں سے ٹکراتے یا متصادم ہوتے ہیں۔ لیکن کامل لچکدار ہونے کے باعث ان کی توانائی بالحرکت میں کمی واقع نہیں ہوتی۔ اور ان تصادموں سے صرف ان کی حرکت کی سمتیں اور اضافی رفتاریں بدلتی ہیں۔

نظریہ تحرک کی رو سے برتن کی دیواروں پر گیس کا دباؤ سالمات کی ٹکروں کے باعث ظاہر ہوتا ہے۔ دباؤ کی قیمت اکائی وقت میں تصادموں کی مقدار کے متناسب ہوتی ہے۔ تصادموں کی مقدار اکائی حجم میں سالمات کی تعداد کے یا گیس کی کثافت کے متناسب ہوتی ہے۔ اس سے نتیجہ نکلتا ہے کہ دباؤ گیس کی کثافت کے براہ راست یا حجم کے بالعکس متناسب ہوتا ہے۔

یہی بائل کا کلیہ ہے جسے بائل نے اپنے تجربات کی بناء پر پیش کیا تھا۔ کسی سطح پر واقع ہونے والے تصادموں کی تعداد توانائی بالفعل کے برابر ہوتی ہے جس کا انحصار رفتار اور کمیت پر ہوتا ہے۔ گرم کرنے پر گیسی سالمات کی کمیت میں اضافہ نہیں ہوتا صرف ان کی رفتاریں بڑھ جاتی ہیں جس سے ان کی توانائی بالفعل میں اضافہ ہوتا ہے۔ اس کا نتیجہ یہ ہوتا ہے کہ سالمات جس فضا میں رکھے ہوتے ہیں اس کو مستقل رکھا جائے تو فی ثانیہ ان کے تصادموں کی تعداد بڑھتی ہے۔ (جس سے مستقل حجم پر گیس کے دباؤ میں اضافہ ہوتا ہے) یا فی ثانیہ ان کے تصادموں کی تعداد مستقل رکھی جائے تو زیادہ حرکت کر کے زیادہ فضا کو گھیرتے ہیں (یعنی مستقل دباؤ پر گیس کے حجم میں اضافہ ہوتا ہے)۔ یہی چارلس کے کلیہ کی کیفی توجیہ ہے۔

چونکہ گیسی سالمات کے مابین زیادہ فاصلے ہوتے ہیں اور وہ ہمیشہ متحرک رہتے ہیں اسلئے ایک گیس کے سالمات کا دوسری گیس کے اندر خالی فضا (یا بین سالماتی فضا جس سے مراد دو سالمات کے مابین فضا ہے) میں داخل ہونا کوئی تعجب خیز امر نہیں۔ گیسوں کے نفوذ کی یہی تعبیر ہے۔ اسی طرح نظریہ تحرک سے گیسوں کے تمام خواص کی توجیہہ کر سکتے ہیں۔

نظریہ تحرک سے نہ صرف گیسوں کے خواص کی کیفی طور پر توجیہہ ہوتی ہے بلکہ گیسی کلیات اور گیسوں کے متعلق کمی رشتے حاصل کئے جا سکتے ہیں۔ نیز اس نظریہ سے ٹھوس اور مائعات کے خواص کی بھی توجیہہ کی جاتی ہے۔ اس کی تفصیل تمہیں طبعیات کی کتابوں میں ملیگی یہاں چند اہم امور کے اندراج پر اکتفا کیا جاتا ہے۔

گرام سالمی حجم میں 6.06×10^{23} سالمات ہوتے ہیں۔ ہر سالمہ کا قطر

۱۰ آشمر کے قریب ہوتا ہے۔ دو سالمات کے مابین اوسط فاصلہ ۱۰ آشمر (ط۔ فت۔ د) اور صفر درجہ ہی پر بعض اشیاء کے سالمات کی اوسط رفتاریں حسب ذیل ہیں۔

ہائیڈروجن = ۱۶۹۴ میٹر فی ثانیہ، آکسیجن = ۴۲۵ میٹر، نائٹروجن = ۴۵۵، کلورین = ۲۸۸، پارہ کا بخار = ۱۷۰، آبی بخار = ۵۶۵، کاربن ڈائی آکسائیڈ = ۳۶۲ میٹر

بخاری کثافت و سالمی وزن آوا گادرو کے دعوی سے کسی شئے کا سالمی وزن بخاری کثافت کا دگنا ہوتا ہے۔ بخاری کثافت سے مراد وہ نسبت ہے جو یکساں تپش و دباؤ پر گیس کے اکائی حجم کے وزن اور ہائیڈروجن کے اکائی حجم کے وزن میں پائی جاتی ہے۔ اس کو تجربہ سے بآسانی معلوم کر سکتے ہیں جس سے کسی شئے کا سالمی وزن متعین ہو جاتا ہے۔

بخاری کثافت کی پیمائش کے لئے جو مختلف قاعدے استعمال ہوتے ہیں وہ ذیل میں درج کئے جاتے ہیں۔

رینو کا قاعدہ رینو (Regnault) کے قاعدہ میں مساوی گنجائش کے ایک ہی قسم کے شیشہ کے دو کرے لئے جاتے ہیں۔ ان میں سے ایک کو ترازو میں پاسنگ (Counter-poise) کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ اور دوسرے پر مشاہدات لئے جاتے ہیں۔ تجربہ کرتے وقت کروں کو ترازو کے پلڑوں پر لٹکایا جاتا ہے تاکہ کرہ ہوا کے اثرات دونوں پر یکساں ہوں اور کرہ ہوا کی تپش، دباؤ اور رطوبت کے تغیرات سے غلطی کا جو امکان رہتا ہے دور ہو جائے۔ اب ایک کرہ کی ہوا خلائی پمپ کے ذریعہ خارج کی جاتی ہے اور خالی کرہ کو تولتے ہیں۔ بعد ازاں اس میں ہائیڈروجن گیس کو خاص تپش و دباؤ پر بھرتے ہیں اور کرہ کا وزن کرتے ہیں۔ جس سے ہائیڈروجن کا وزن معلوم ہوتا ہے۔ اس کے بعد کرہ کو پمپ کے ذریعہ دوبارہ خالی کیا جاتا ہے اور زیر تجربہ گیس

ہائیڈروجن کی سی تپش و دباؤ پر بھرتے ہیں اور اس کو تولتے ہیں جس سے گیس کا وزن معلوم ہو جاتا ہے اور بخاری کثافت حسب ذیل رشتہ سے محسوب کی جاتی ہے۔

$$\text{بخاری کثافت} = \frac{\text{گیس کا وزن}}{\text{مساوی الحجم ہائیڈروجن کا وزن}}$$

ریگنو کا قاعدہ مائعات کے لئے کثافت اضافی کی بوتل کے قاعدہ کے مماثل ہے۔

ریگنو کے قاعدہ سے گیس کی کثافت مطلق کو بھی پیمائش کر سکتے ہیں۔ کرہ کو پہلے "خالی" اور پھر گیس کے ساتھ تول کر گیس کا وزن معلوم کیا جاتا ہے۔ بعد ازاں کرہ میں پانی بھر کر تولتے ہیں جس سے کرہ کے مساوی الحجم پانی کا وزن معلوم ہو جاتا ہے۔ اس کو پانی کی کثافت (زیر تجربہ تپش پر) سے تقسیم کرنے پر پانی کا وہ حجم معلوم ہوتا ہے جو کرہ کو پُر کرتا ہے۔ گیس کا حجم اس کے برابر ہوتا ہے۔ اس کو طبعی تپش و دباؤ پر تحویل کر کے گیس کی کثافت مطلق محسوب کی جاتی ہے۔

$$\text{گیس کی کثافت مطلق} = \frac{\text{گیس کا وزن}}{\text{گیس کا حجم (ط-تا-د)}} \times 1000 \quad \text{گرام فی لیٹر}$$

ریگنو کے قاعدہ سے بالعموم صحیح نتائج حاصل ہوتے ہیں۔ لارڈ ریلے، مورلے، ریمزے وغیرہ نے اسی قاعدہ سے بیشتر گیسوں کی کثافتیں پیمائش کیں۔ تجربہ خانہ کے لئے یہ قاعدہ موزوں نہیں کیونکہ اس میں زیادہ وقت لگتا ہے۔ نیز عملی دقتیں بھی زیادہ ہوتی ہیں۔

دوماس کا قاعدہ دوماس (Dumas) کے قاعدہ میں پیمائشی آلہ ایک جوفہ ہوتا ہے (شکل ۱۹) جس کی گنجائش تقریباً ۱۰۰ مکعب سمر ہوتی ہے اور جس کی گردن لامبی، تنگ اور نوکدار ہوتی ہے۔ جوفہ کو ہوا کے ساتھ تولتے اور تپش و دباؤ بھی لیتے ہیں۔ اس کو

شکل ۱۹

گرم کرکے تھوڑی سی ہوا خارج کی جاتی ہے اور اس کے نوکدار سرے کو طیران پذیر مائع میں ڈبو کر جوفہ کو ٹھنڈا کیا جاتا ہے جس سے مائع کی کچھ مقدار جوفہ میں داخل ہوتی ہے۔ بعد ازاں جوفہ کو گرم بخارات میں رکھتے ہیں جن کی تپش مائع کے نقطۂ جوش سے تقریباً °۳۰ بلند ہوتی ہے۔ جوفہ کا اندرونی مائع جوش کھا کر بخارات میں تبدیل ہوتا ہے اور یہ بخارات جوفہ کے تنگ سرے سے باہر نکلتے ہیں۔ جب بخارات کا نکلنا موقوف ہوتا ہے تو نوک دار سرے کو شعلہ سے گرم کرکے بند کر دیتے ہیں۔ جوفہ کو باہر نکال کر کمرہ کی تپش تک ٹھنڈا کرتے اور تولتے ہیں۔ جوفہ کا حجم معلوم کرنے کے لئے اس کے سرے کو پانی میں ڈبو کر توڑتے ہیں۔ پانی جوفہ میں داخل ہوتا ہے۔ پانی سے بھرے ہوئے جوفہ کو (شیشہ کے ٹکڑوں کے ساتھ) تولتے ہیں۔ جس سے جوفہ کے مساوی الحجم پانی کا وزن معلوم ہوتا ہے۔ اس طرح پانی کا تقریباً ہی حجم معلوم ہوتا ہے اور یہ بخار کے حجم کو بھی ظاہر کرتا ہے۔ مائع کا صحیح وزن معلوم کرنے کیلئے ہوا کے وزن کی تصحیح ضروری ہے۔ حساب کا طریقہ ایک مثال سے واضح کیا جاتا ہے۔

مثال - جوفہ مع ہوا = ۹۶٫۰۸۰ گرام، جوفہ مع کلوروفارم = ۹۶٫۲۹۴، جوفہ مع پانی = ۸۶۶۵ گرام، جوفہ میں کلوروفارم کو ۱۵٫۷ ملی میٹر دباؤ اور °۹۹ د پر بند کیا گیا۔ کمرہ کی تپش °۱۵٫۶۵ د۔ ایک مکعب سمر ہوا کا وزن (ط۔ ت۔ د) ۰٫۰۰۱۲۹ گرام، ایک مکعب سمر ہائیڈروجن (ط۔ ت۔ د) کا وزن ۰٫۰۰۰۰۹ گرام ہے۔ کلوروفارم کی بخاری کثافت دریافت کرو۔

جوفہ کے مساوی الحجم پانی کا وزن = ۸۶۶۵ – ۹۶٫۰۸ = ۴۲٫۷۷ گرام،
جوفہ کے مساوی الحجم پانی کا حجم = ۴۲٫۷۷ مکعب سمر (تقریباً)، ط۔ ت۔ د پر ایک مکعب سمر ہوا کا وزن = ۰٫۰۰۱۲۹ گرام ہے اس لئے °۱۵٫۶۵ اور ۱۵٫۷ ملی میٹر

دباؤ پر جوفہ کے مساوی الحجم ہوا کا وزن = $۰٫۰۰۱۲۹ \times ۷۷٫۴ \times \frac{۷۵۱ \times ۲۷۳}{۷۶۰ \times ۲۸۸٫۵}$

= ۰٫۰۹۴ گرام

"خالی" جوفہ کا وزن = (جوفہ مع ہوا) − (ہوا) = ۹٫۰۸۰ − ۰٫۰۹۴ = ۸٫۹۸۶ گرام

کلوروفارم کا وزن = ۹٫۲۹۴ − ۸٫۹۸۶ = ۰٫۳۰۸ گرام

کلوروفارم کا حجم ۹۹° م اور ۷۵۱ ملی میٹر دباؤ پر ۷۷٫۴ مکعب سم ہوتا ہے۔

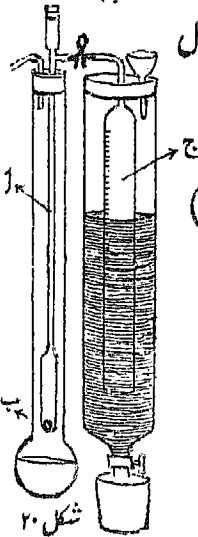
کلوروفارم کا حجم ۰° م اور ۷۶۰ ملی میٹر دباؤ پر = $\frac{۷۵۱ \times ۲۷۳ \times ۷۷٫۴}{۷۶۰ \times ۳۷۲}$

= ۵۶٫۱ مکعب سم

کلوروفارم کی بخاری کثافت = $\frac{\text{کلوروفارم کا وزن}}{\text{مساوی الحجم ہائیڈروجن کا وزن}} = \frac{۰٫۳۰۸}{۵۶٫۱ \times ۰٫۰۰۰۰۹}$

= ۶۱٫۰

(کلوروفارم کے ضابطہ $CHCl_3$ سے بخاری کثافت ۵۹٫۷ ہوتی ہے)

شکل ۲۰

دوماس کے قاعدہ میں ۵٪ یا اس سے زیادہ خطا کا احتمال رہتا ہے۔ یہ ان اشیاء کے لئے استعمال نہیں کیا جا سکتا جن کی نہایت قلیل مقدار میسر آتی ہو۔

وکٹر مائر کا قاعدہ وکٹر مائر (Victor Meyer) کے قاعدہ میں مائع کے معلومہ وزن کی تبخیر کی جاتی ہے۔ مائع کے بخارات مساوی الحجم ہوا کو ہٹاتے ہیں جسے جمع کر کے کمرہ کی تپش و دباؤ پر حجم معلوم کیا جاتا ہے۔ اس قاعدہ میں اصل بخارات کی تپش کا معلوم کرنا غیر ضروری ہے۔ اور زیر تجربہ شئے کی نہایت قلیل مقدار تجربہ کے لئے کافی ہوتی ہے۔ وکٹر مائر کا آلہ تین حصوں پر مشتمل ہوتا ہے

(شکل ۲۰) - ا ایک جوف دار نلی ہے جس میں شئے کو تبخر کا موقع دیا جاتا ہے - نلی ب بخاری جاکٹ کا کام کرتی ہے جس میں ایک ایسے مایع کو جوش دیا جاتا ہے جس کا نقطۂ جوش زیر تجربہ مایع کے نقطۂ جوش سے تقریباً ۳۰° بلند ہو - درجہ دار ظرف ج میں ہوا کو جمع کیا جاتا ہے خود یہ ظرف ایک بڑے استوانہ میں رکھا رہتا ہے جس میں پانی بھرا ہوا ہوتا ہے -

تجربہ (۱۹) - ایسیٹون کی بخاری کثافت کی تعیین :- آلہ کے حصہ ا اور ب کو حسب شکل ترتیب کرو - نلی ب میں پانی ڈالو اور شیشے کے چند ٹکڑے بھی ڈالو - اس کو بنسنی مشعل سے گرم کرو - جوف ا کو اس وقت تک گرم کرو جب تک کہ اس کی تپش مستقل نہ ہو اور ہوا کا نکلنا موقوف نہ ہو - اس کے اندازے کے لئے نلی ا کو ظرف ج سے جوڑو اور پانی کی سطح پڑھو - نلی ا کی تپش مستقل ہو تو ظرف میں پانی کی سطح غیر متغیر رہتی ہے - اب تھوڑا سا ایسیٹون ایک چھوٹی شیشی میں تول لو - نلی ا کے ڈاٹ کو کھول کر شیشی کو باحتیاط گراؤ - (جوف ا کے پیندے پر تھوڑا سا اسبسطوس رکھ دیا جائے تو اس کے ٹوٹنے کا احتمال نہیں رہتا) - ڈاٹ فوراً بند کردو اور جوف کا الحاق ربڑ کی نلی کے ذریعہ فوراً ظرف سے کرو - ایسیٹون بخارات میں تبدیل ہوکر ہوا کو ہٹاتا ہے جو ظرف میں پہونچ کر پانی کو ہٹا دیتی ہے - بعد از اں کلپ بند کر کے ظرف کا تعلق جوف سے منقطع کردو - جب ظرف کی ہوا کمرہ کی تپش پر آجائے تو اس کا حجم پڑھو (پانی کی سطح ظرف ج کے اندر اور باہر مساوی ہونی چاہئے) - کمرہ کی تپش اور دباؤ معلوم کرو - حساب کا طریقہ مثال ذیل کے مطابق ہوتا ہے -

مثال - (۱) شیشی کا وزن = ۴۶۷ء۰ گرام، (۲) شیشی مع ایسیٹون = ۲۶۲۷ء۰ گرام، (۳) ہٹی ہوئی ہوا کا حجم = ۴۴۲ء۲ مکعب سمر (۴) کمرہ کی تپش ۲۸° م، بارپیما کا دباؤ ۷۶۲ء۱ سمر، (۵) ۲۸° م پر آبی بخار کا دباؤ = ۲۶۸۴ - ہائیڈروجن کی کثافت ۰۰۰۰۹ء۰ گرام فی مکعب سمر -

ایسیٹون کے بخار کا حجم (ط ۔ ث ۔ د) = (۲۴٫۶۲ × ۶۸٫۳۶ × ۲۷۳) / (۳۰۱ × ۷۶) = ۱۹٫۷۴ مکعب سمر

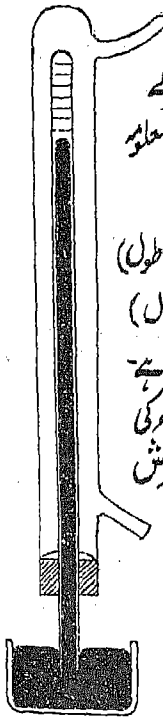
ایسیٹون کی بخاری کثافت = ۰٫۰۵۲۲ / (۰٫۰۰۰۰۹ × ۱۹٫۷۴) = ۲۹٫۴۴

وکٹر مائر کے قاعدہ میں خطاء ۲ فی صد سے زیادہ نہیں ہوتی ۔ اگر آلہ شیشہ کے بجائے چینی، پلاٹینم یا گار (کوارٹز) کا بنا ہوا ہو تو نہایت بلند تپشوں پر تجربات کئے جا سکتے ہیں اور دھاتی عناصر کی بخاری کثافت، سالمی اوزان اور جوہریت معین کیجا سکتی ہے ۔

ہاف من کا قاعدہ ہاف من (Hof Mann) کے قاعدہ میں بارپیمائی نلی (شکل ۲۱) کو بخارات سے گرم کر کے معلومہ وزن کے مائع کو تبخیر کا موقع دیا جاتا ہے ۔ بارپیمائی نلی پر اوپر کی جانب سے مکعب سمر کے نشان اور نچلی طرف سے سمر کے نشانات بنے ہوتے ہیں ۔ اس طرح معلومہ وزن کے بخار کا حجم معلومہ دباؤ و تپش پر حاصل ہوتا ہے ۔

بخار کا دباؤ = (مائع کو داخل کرنے سے پہلے پارہ کے ڈورے کا طول)
− (مائع کی تبخیر کے بعد پارہ کے ڈورے کا طول)

ہاف من کے قاعدہ کی خوبی یہ ہے کہ بارپیمائی نلی میں دباؤ کم ہوتا ہے ۔ مائع پست تر تپش پر بخارات میں تبدیل ہوتا ہے ۔ اور ایسے اشیاء کی بخاری کثافت بآسانی پیمائش کر سکتے ہیں جو طبعی دباؤ پر نقطۂ جوش پر یا اس سے پہلے تحلیل ہو جاتی ہیں ۔

نفوذ کا قاعدہ شرح نفوذ کی پیمائش سے بھی بخاری کثافت معلوم کی جا سکتی ہے (فصل ۴) ۔

شکل ۲۱

خلاصہ

آواگادرو کا دعویٰ حجمی ترکیب کے کلیہ کی توجیہ کرتا ہے: ۔ "گیسوں کے مساوی حجموں میں یکساں حالاتِ تپش و دباؤ پر سالمات کی تعداد مساوی ہوتی ہے"۔

سالمہ کسی شئے کا وہ اقل جزہے جو آزاد حالت میں اپنے وجود کو برقرار رکھ سکتا ہے۔ جوہر شئے کا وہ اقل جز ہے جو کیمیائی تعامل میں حصہ لیتا ہے۔ بعض عناصر کے سالمات ایک جوہر پر بعض عناصر کے دو جوہروں پر اور بعض عناصر کے زیادہ جوہروں پر مشتمل ہوتے ہیں۔ نظریہ تحرک کی رو سے گیسی سالمات ہمیشہ متحرک رہتے ہیں۔ اس نظریہ سے گیسوں کے خواص کی بخوبی توجیہ ہوتی ہے۔

کسی شئے کے **سالمی وزن** سے مراد وہ نسبت ہے جو اس کے ایک سالمہ کے وزن اور ہائیڈروجن کے ایک جوہر کے (یا آکسیجن کے جوہر کے $\frac{1}{16}$) وزن میں پائی جاتی ہے۔ سالمی وزن کو گرام کے رقوم میں بیان کریں تو گرام سالمی وزن یا گرام سالمہ حاصل ہوتا ہے۔ طبیعی تپش و دباؤ پر گیس کے گرام سالمہ کا حجم ۲۲۴۰۰ ملی لیٹر ہوتا ہے۔

بخاری کثافت سے وہ نسبت مراد ہے جو یکساں حالات میں شئے کے بخار کے وزن میں اور مساوی الحجم ہائیڈروجن کے وزن میں پائی جاتی ہے۔ بخاری کثافت کی پیمائش ریجنو، ڈوماس، وکٹر مائر، ہاف مین اور نعوذ کے قاعدوں سے کی جا سکتی ہے۔

آواگادرو کے دعویٰ سے **وزن سالمہ = ۲ × بخاری کثافت** اور بخاری کثافت کی پیمائش سے سالمی وزن معلوم ہو جاتا ہے۔

سوالات

(۱) حجمی ترکیب کا کلیہ بیان کرو۔ اس کی توجیہ آواگادرو کے دعویٰ سے کیونکر ہوتی ہے؟

(۲) آواگادرو کا دعویٰ بیان کرو - اس سے کونسے اہم فوائد حاصل ہوتے ہیں ؟

(۳) وزن سالمہ اور بخاری کثافت کے باہمی رشتہ کی توضیح کرو - ان کی پیمایش کا کوئی ایک قاعدہ بیان کرو -

(۴) آواگادرو نے کس بناء پر یہ فرض کیا کہ ہائیڈروجن، آکسیجن و کلورین کے سالمات دوجوہری ہوتے ہیں -

(۵) حسب ذیل تجربی مشاہدات سے فاسفین وامونیا کے سالمی ضابطے معلوم کرو -

(ا) ۴ حجم فاسفین = ایک حجم فاسفورس + ۶ حجم ہائیڈروجن

(ب) ۲ حجم امونیا = ایک حجم نائٹروجن + ۳ حجم ہائیڈروجن

(۶) گرام سالمی حجم سے کیا مراد ہے ؟ کلورین، کاربن ڈائی آکسائیڈ اور امونیا کی کثافتیں ۳۶۲۲، ۱۶۹۸ اور ۰۶۷۷ گرام فی لیٹر ہیں - گرام سالمی حجم محسوب کرو -

(۷) ایک گرام نائٹروجن اور ایک گرام کاربن ڈائی آکسائیڈ کا حجم ۲۰° م اور ۷۴ سمر دباؤ پر محسوب کرو - [۹۰۶۶۳، ۵۷۶۶۸]

(۸) اگر ۰۶۵ گرام گیس کا حجم ۱۰° م اور ۷۵۰ سمر دباؤ پر ۶۵ مکعب سمر ہو تو اس کا وزن سالمہ معلوم کرو - [۲۷۱۶۵]

(۹) اگر ہائیڈروجن کا شرح نفوذ = ۱ ہو تو میتھین = ۰۶۳۵۱، نائٹروجن = ۰۶۲۶۵، ہائیڈروجن سلفائیڈ = ۰۶۲۴۸، کاربن ڈائی آکسائیڈ = ۰۶۲۱۲ اور سلفر ڈائی آکسائیڈ = ۰۶۱۷۷ ہوتا ہے - ان اعداد سے ان گیسوں کی بخاری کثافت معلوم کرو -

(۱۰) وکٹر مائر کے آلہ سے ایتھائیل آیوڈائیڈ پر حسب ذیل مشاہدات حاصل ہوئے -

اینھائیل آیوڈائیڈ کی بخاری کثافت معلوم کرو۔ شیشی کا وزن ۲۰٫۶۶۳۸،
شیشی معہ اینھائیل آیوڈائیڈ ۲۰٫۷۸۸۸ گرام، ہٹی ہوئی ہوا کا حجم ۲۴° م،
اور ۷۴۲٫۳۷ سمر پر = ۱۹٫۶۰ مکعب سمر، ۲۴° م پر پانی کا بخاری دباؤ ۲۲٫۳۷،
ط۔ ت۔ د پر ہائیڈروجن کی کثافت ۰٫۰۰۰۰۹ گرام فی مکعب سمر۔ [۷۹]

(۱۱) دوماس کے قاعدہ سے ایک طیران پذیر مائع پر حسب ذیل مشاہدات حاصل ہوئے۔
۱۵° م پر خشک ہوا کے ساتھ جوفہ کا وزن = ۲۳٫۶۵ گرام، بخارات کے ساتھ جوفہ کا وزن
= ۲۳٫۷۵۴ گرام، بخارات ۱۴۰° م پر جوفہ کو ٹھیک پُر کرتے ہیں۔ جوفہ کی
گنجائش = ۱۸۰ مکعب سمر، ط۔ ت۔ د پر ۱ مکعب سمر خشک ہوا کا وزن
۰٫۰۰۱۲۹۳ گرام ہے۔ مائع کا سالمی وزن معلوم کرو۔ [۲۰۵]

(۱۲) وکٹرمائر کے قاعدے سے طیران پذیر مائع کا وزن سالمہ کیونکر پیمایش کیا جاتا ہے؟
ایک تجربہ میں ۰٫۱ گرام مائع کے بخارات ۲۰ مکعب سمر (۱۵° م اور ۷۶۵ ملی میٹر پر) ہوا
کو ہٹاتے ہیں۔ مائع کا سالمی وزن محسوب کرو۔ ۱۵° م پر آبی بخار کا دباؤ ۱۳ ملی میٹر
ہوتا ہے۔ [۱۲۰]

(۱۳) کاربن ڈائی سلفائیڈ کے ۰٫۲۵۹ گرام کو ایک کرۂ ہوائی کے دباؤ پر ۱۰۰° م
کی تپش پر تبخیر کرنے سے ۱۰۴٫۶ مکعب سمر بخار حاصل ہوا۔ اس کا وزن سالمہ معلوم کرو۔
[۷۶]

(۱۴) وکٹرمائر کے قاعدہ سے تجربہ کرنے پر ۰٫۲ گرام کلوروفارم کا بخار ۴۰ مکعب سمر ہوا کو
ہٹاتا ہے جس کی پیمایش ۱۷° م اور ۷۵۵ ملی میٹر دباؤ پر کی گئی۔ (۱۷° م پر پانی کے
بخارات کا دباؤ = ۱۴٫۶۵ ملی میٹر ہے) ۔ کلوروفارم کی بخاری کثافت محسوب کرو۔ [۶۰]

(۱۵) ہائیڈروجن آیوڈائیڈ کی کثافت اضافی ہوا کے مقابلہ میں ۴٫۳۸ ہے۔ ہائیڈروجن کی مناسبت سے کثافت اضافی معلوم کرو۔ [۶۳]

(۱۶) "جوہر" اور "سالمہ" کا مفہوم واضح کرو۔ عنصر کے وزن جوہر اور وزن سالمہ میں کیا فرق ہے؟ مثالیں دو۔

فصل (۶)

اوزان جوہر

وزن جوہر نظریۂ جوہر کی رو سے کسی عنصر کے تمام جوہر یکساں ہوتے ہیں اور ان کی کمیت مساوی ہوتی ہے۔ جوہر کی مطلق کمیت نہایت قلیل ہوتی ہے اور اس کی پیمائش ایک وقت طلب امر ہے۔ مختلف عناصر کے جوہروں کی اضافی کمیتیں یا اضافی اوزان بآسانی دریافت کئے جا سکتے ہیں۔ چنانچہ ہائیڈروجن کے ایک جوہر کے وزن کو اکائی قرار دیا جائے تو آکسیجن کے جوہر کا وزن ۱۵۶۸۸ حاصل ہوتا ہے۔ جس کا مفہوم یہ ہوتا ہے کہ آکسیجن کا ایک جوہر ہائیڈروجن کے ایک جوہر کے مقابلہ میں ۱۵۶۸۸ گنا بھاری ہوتا ہے۔ پس کسی عنصر کے وزن جوہر سے مراد وہ نسبت ہے جو عنصر کے ایک جوہر کے وزن اور ہائیڈروجن کے ایک جوہر کے وزن میں پائی جاتی ہے" ہائیڈروجن کے وزن جوہر کو اکائی قرار دینے میں یہ خوبی ہے کہ دیگر تمام عناصر کے جوہروں کے وزن ایک سے زیادہ حاصل ہوتے ہیں۔ آج کل ہائیڈروجن کے بجائے آکسیجن کی اضافت سے اوزان جوہر مقرر کئے جاتے ہیں۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ اکثر عناصر آکسیجن سے ترکیب کھاتے ہیں اور آکسیجنی مرکبات کی تالیف و تشریح نسبتاً آسان ہوتی ہے۔ لیکن آکسیجن کے وزن جوہر کو اکائی نہیں قرار دیا جاتا بلکہ اس کو ۱۶ کی قیمت دیجاتی ہے۔ اور کسی عنصر کے وزن جوہر سے مراد وہ نسبت ہے جو عنصر کے ایک جوہر کے وزن اور آکسیجن کے جوہر کے $\frac{1}{16}$ وزن میں پائی جاتی ہے۔ تجربی پیمائش کی سہولت کے علاوہ آکسیجن کے

معیار کی خوبی یہ ہے کہ اکثر عناصر کے اوزان جوہر صحیح اعداد حاصل ہوتے ہیں۔ البتہ ہائیڈروجن اس اصول سے مستثنیٰ ہے اور اس کا وزن جوہر ۱٫۰۰۸ ہوتا ہے۔

وزن معادل اور وزن سالمہ کی طرح وزن جوہر بھی ایک "عدد" ہے لیکن اکثر اس کو گرام کی اکائیوں میں ظاہر کیا جاتا ہے۔ اس صورت میں اس کو گرام جوہر کہتے ہیں۔ چنانچہ نائٹروجن کا وزن جوہر ۱۴ ہے اور نائٹروجن کا "گرام جوہر" ۱۴ گرام ہوتا ہے۔

جوہر کا مطلق وزن اگر کسی ایک جوہر کا مطلق وزن معلوم کر لیا جائے تو دیگر تمام جوہروں کے مطلق اوزان معلوم ہو جاتے ہیں۔ جدید تحقیقات سے معلوم ہوا کہ طبعی تپش و دباؤ پر ا مکعب سمر ہائیڈروجن میں جس کا وزن ۰٫۰۰۰۹ گرام ہوتا ہے $۵٫۴ \times ۱۰^{۱۹}$ جوہر پائے جاتے ہیں۔ جس سے ہائیڈروجن کے ایک جوہر کا وزن = $۱٫۶۶۵ \times ۱۰^{-۲۴}$ گرام حاصل ہوتا ہے۔ اس کی مدد سے دیگر جوہروں کے مطلق وزن محسوب کئے جا سکتے ہیں۔

عنصر کا مطلق وزن جوہر = $۱٫۶۶۵ \times ۱۰^{-۲۴} \times$ اضافی وزن جوہر۔ چنانچہ سب سے بھاری عنصر یورانیم کے جوہر کا مطلق وزن = $۱٫۶۶۵ \times ۱۰^{-۲۴} \times ۲۳۸ = ۳٫۶۹۵ \times ۱۰^{-۲۲}$ گرام۔ اب چونکہ ہائیڈروجن کے ایک جوہر کا مطلق وزن $۱٫۶۶۵ \times ۱۰^{-۲۴}$ گرام ہے۔ اس لئے ایک گرام ہائیڈروجن میں $۰٫۶۰۶ \times ۱۰^{۲۴}$ جوہر ہوتے ہیں اس کو آواگادرو کا عدد کہتے ہیں۔ تمام عناصر کے "گرام جوہر" میں جواہر کی اسی قدر تعداد پائی جاتی ہے۔

کیمیائی ضابطوں اور کیمیائی حسابات کے لئے عناصر کے مطلق اوزان جوہر کا معلوم ہونا غیر ضروری ہے۔ صرف اضافی اوزان جوہر سے مدد لی جاتی ہے۔

وزن جوہر اور وزن معادل نظریۂ جوہر کے بیان میں تمہیں معلوم ہو چکا ہے کہ اس سے جواہر کے اضافی اوزان کی تعیین میں مدد نہیں ملتی۔ البتہ ترکیبی اوزان پا

وزن معادل کی تعیین کی جا سکتی ہے۔ عنصر کا کیمیائی معادل اس کا وہ وزن ہے جو ہائیڈروجن کے ایک جوہر کے وزن سے ترکیب کھاتا ہے اور وزن جوہر سے مراد وہ نسبت ہے جو عنصر کے ایک جوہر کے وزن اور ہائیڈروجن کے ایک جوہر کے وزن میں پائی جاتی ہے۔ پس عنصر کے وزن جوہر اور وزن معادل میں رشتہ پایا جانا ضروری ہے۔ چنانچہ کسی عنصر کے وزن جوہر اور وزن معادل کا مقابلہ کرنے پر معلوم ہوتا ہے کہ وزن جوہر یا تو وزن معادل کے مساوی ہوتا ہے یا اس کا دگنا تگنا وغیرہ (یعنی سادہ ضعف) ہوتا ہے۔ وزن جوہر اور وزن معادل کی نسبت کو **گرفت** (فصل ۷) کہتے ہیں۔

∴ وزن جوہر = گرفت × وزن معادل

گرفت کی قیمت ہمیشہ عدد صحیح ہوتی ہے اور مختلف عناصر کے لئے اس کی قیمت ۱ تا ۸ ہوتی ہے۔ وزن معادل کی پیمائش ایک آسان امر ہے۔ اگر عنصر کی گرفت معلوم کرلیں تو وزن جوہر محسوب کر سکتے ہیں۔

وزن جوہر کی تخمین وزن جوہر کی تخمین کا عمل حسب ذیل مرحلوں پر مشتمل ہوتا ہے:

(۱) کمی تشریح کے قاعدوں سے وزن معادل کی نہایت صحت سے پیمائش کرتے ہیں۔
(۲) فصل ہذا کے قاعدوں سے وزن جوہر کی سرسری قیمت معلوم کی جاتی ہے۔
(۳) سرسری وزن جوہر کو وزن معادل سے تقسیم کرنے پر جو تقریبی ضعف حاصل ہوتا ہے اس کو عنصر کی گرفت قرار دیا جاتا ہے۔ (۴) وزن معادل کو گرفت سے ضرب دیکر وزن جوہر کی صحیح قیمت حاصل کی جاتی ہے۔

اوزان جوہر کی سرسری قیمتیں حسب ذیل قاعدوں سے حاصل کی جاتی ہیں:۔

(۱) آووا گادرو کا قاعدہ۔ (۲) کینزارو کا یا بخاری کثافتوں کا قاعدہ۔

(۳) حرارت جوہری کا قاعدہ۔ (۴) ہم وضعیت کا کلیہ۔ (۵) دوری جدول۔

آواگادرو کا قاعدہ آواگادرو کے قاعدہ سے گیسی اور طیران پذیر عناصر کا وزن جوہر معلوم کیا جا سکتا ہے۔ تجربہ میں بخاری کثافت کی پیمائش سے عنصر کا **سالمی وزن** معلوم کرتے ہیں پھر عنصر کے مختلف تعاملات کے مطالعہ سے اس کی جوہریت معین کی جاتی ہے۔ اور وزن جوہر = $\frac{\text{عنصر کا سالمی وزن}}{\text{عنصر کی جوہریت}}$ مثلاً فاسفورس کے بخارات کا سالمی وزن ۱۲۴ ہے اور اس کی جوہریت ۴ ہے اس لئے فاسفورس کا وزن جوہر = $\frac{۱۲۴}{۴}$ = ۳۱،

کیمیائی تعاملات کے مطالعہ کے علاوہ حرارت نوعی کی پیمائشات سے بھی عنصر کی جوہریت معین کر سکتے ہیں اور یہی قاعدہ نسبتاً آسان ہوتا ہے۔ نظریہ تحرک سے معلوم ہوتا ہے کہ جن گیسوں کے سالمات میں صرف ایک جوہر ہوتا ہے ان کے لئے مستقل دباؤ پر حرارت نوعی (حپ) اور مستقل حجم پر حرارت نوعی (حح) کی نسبت ۱٫۶۷ کے برابر ہوتی ہے۔ اگر گیسی سالمات دو جوہری ہوں تو ان کے لئے حپ/حح = ۱٫۴ ہوتی ہے۔ ۳ یا زیادہ جوہری گیسوں کے لئے اس نسبت کی قیمت اور کم ہوتی ہے۔ چنانچہ ہائیڈروجن سلفائیڈ (H_2S) کے لئے ۱٫۳۱، میتھین (CH_4) کے لئے ۱٫۲۷ ہوتی ہے۔ نسبت حپ/حح حرارت نوعی کی براہ راست پیمائشوں سے یا دو گیسوں میں (جن میں سے ایک کے لئے حپ/حح کی قیمت معلوم ہو) آواز کی رفتار کے مقابلہ سے بالواسطہ طور پر معین کی جاتی ہے۔

غیر عامل گیسوں (ہیلیئم، آرگان وغیرہ) سے مرکبات نہیں بنتے اور ان کا وزن معادل نہیں ہوتا۔ ان کے وزن جوہر محض آواگادرو کے قاعدہ سے معلوم

کئے جا سکتے ہیں۔ ان گیسوں کے لئے نسبت حر/حح = ۱۶۶۷ ہوتی ہے اور یہ ایک جوہری ہوتے ہیں۔ ان کے وزن جوہر سالمی وزن کے برابر ہوتے ہیں۔

بخاری کثافتوں کا قاعدہ جواہر ناقابل تقسیم ہوتے ہیں۔ مرکب کے ایک سالمہ میں کسی عنصر کے جوہروں کی کم سے کم تعداد ۱ ہوتی ہے۔ اس بناء پر کینیزارو (Cannizzaro) نے بتایا کہ کسی عنصر کے مرکبات میں اس کا جو کم سے کم وزن موجود رہتا ہے وہ اس کے ایک جوہر کے وزن کے برابر ہوتا ہے۔ یعنی **وزن جوہر عنصر کا وہ اقل وزن ہے جو اس کے کسی مرکب کے ایک سالمہ میں پایا جاتا ہے۔** اب چونکہ مرکبات کا سالمی وزن تجربہ سے باآسانی معلوم کیا جا سکتا ہے اس لئے اس اصول سے وزن جوہر کی تخمین کر سکتے ہیں۔

اس قاعدہ میں حسب ذیل امور ضروری ہیں :-

(۱) زیر تجربہ عنصر کے کئی ایک طیران پذیر مرکبات تیار کئے جائیں۔

(۲) ان مرکبات کی بخاری کثافت پیمائش کی جائے اور سالمی اوزان معلوم کئے جائیں گے۔

(۳) کمی تشریح سے ہر مرکب میں زیر تجربہ عنصر کی فی صد مقدار معلوم کی جائے۔

بعد ازاں ہر مرکب کے ایک سالمہ (سالمی وزن) میں عنصر کی جو مقدار پائی جاتی ہے اُسے محسوب کر کے ان مقداروں میں سے سب سے چھوٹے عدد کو عنصر کا وزن جوہر قرار دیا جاتا ہے۔

بخاری کثافتوں کے قاعدہ سے کاربن کے لئے حسب ذیل شاہدات حاصل ہوتے ہیں۔

مرکب	کاربن کی فیصد مقدار (کمی تشریح سے)	مرکب کا سالمی وزن (بخاری کثافت سے)	ایک سالمہ میں کاربن کی مقدار
(۱) کاربن مانو آکسائیڈ	۴۲٫۹	۲۸٫۰	۱۲
(۲) کاربن ڈائی آکسائیڈ	۲۷٫۳	۴۴٫۰	۱۲

مرکب	کاربن کی فیصد مقدار (کمی تشریح سے)	مرکب کا سالمی وزن (بخاری کثافت سے)	ایک سالمہ میں کاربن کی مقدار
(۳) کلوروفارم	۱۰٫۶۰	۱۱۹٫۶۵	۱۲
(۴) میتھین	۷۵٫۶۰	۱۶٫۶۰	۱۲
(۵) ایتھین	۸۵٫۶۷	۲۸٫۶۰	۲۴
(۶) ایسٹلین	۹۲٫۶۳	۲۶٫۶۰	۲۴
(۷) بنزین	۹۲٫۶۳	۷۸٫۶۰	۷۲

مندرجۂ بالا مرکبات کے ایک سالمہ میں کاربن کا اقل وزن ۱۲ ہے اور چونکہ اس سے کم وزن کاربن کے کسی مرکب میں نہیں پایا جاتا اس لئے اس کو کاربن کا وزن جوہر قرار دیا جاتا ہے۔ اس عدد کو کاربن کا وزن جوہر محض اس وجہ سے قرار دیا جاتا ہے کہ کاربن کا کوئی ایسا مرکب موجود نہیں جس کے ایک سالمہ میں کاربن کی مقدار ۱۲ سے کم ہو۔ لیکن اگر مستقبل میں کوئی ایسا مرکب تیار کیا جائے جس میں کاربن کی مقدار ۱۲ سے کم ہو تو یہ عدد (۱۲) کاربن کا وزن جوہر نہیں سمجھا جائیگا۔

بخاری کثافتوں کا قاعدہ طیران پذیر و ناطیران پذیر ہر دو قسم کے عناصر کے لئے مفید ہے۔ بشرطیکہ ان عناصر کے طیران پذیر مرکبات تیار کئے جاسکیں۔

(۳) **حرارت نوعی کا قاعدہ**:- دولان و پیٹی (Dulong & Petit) کے تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ ٹھوس عناصر کی حرارت نوعی ان کے وزن جوہر کے بالعکس متناسب ہوتی ہے۔ یعنی حرارت نوعی اور وزن جوہر کا حاصل ضرب تقریباً مستقل ہوتا ہے۔ اس کی قیمت ۶ و ۷ کے مابین ہوتی ہے۔ جیسا کہ ذیل کی جدول سے بخوبی عیاں ہے۔

فہرست مضامین

فصل (۵) - سالمات اور سالمی اوزان　　۸۸ تا ۱۱۳

عنصر	وزن جوہر	حرارت نوعی	وزن جوہر × حرارت نوعی
(۱) لیتھیم	٦٫٦٩	٠٫٩٤	٦٫٦٦
(۲) سوڈیم	٢٣	٠٫٢٩	٦٫٦٧
(۳) میگنیشیم	٢٤٫٣	٠٫٢٤٥	٦٫٠
(۴) زرد فاسفورس	٣١	٠٫٢	٦٫٢
(۵) لوہا	٥٥٫٨	٠٫١١	٦٫١
(۶) جست	٦٥٫٤	٠٫٠٩٣	٦٫١
(۷) ٹھوس برومین	٧٩٫٩	٠٫٠٨٤	٦٫٧
(۸) سونا	١٩٧٫٢	٠٫٠٢	٦٫٣
(۹) ٹھوس پارہ	٢٠٠٫٦	٠٫٠٣٣	٦٫٧
(۱۰) سیسا	٢٠٧٫١	٠٫٠٣١	٦٫٤
			اوسط = ٦٫٤

وزن جوہر اور حرارت نوعی کے حاصل ضرب کو حرارت جوہری کہتے ہیں۔ اس کی اوسط قیمت ۶٫۴ ہوتی ہے۔ دولان و پیٹی کے کلیہ کو یوں بیان کر سکتے ہیں:۔ "[1] تمام ٹھوس عناصر کی حرارت جوہری (یا تمام ٹھوس عناصر کے جواہر کی حرارتی قابلیت) تقریباً یکساں ہوتی ہے اور ۶٫۴ کے برابر ہوتی ہے" دولان و پیٹی کے کلیہ کو ایک اور شکل میں بھی بیان کیا جا سکتا ہے جس سے اس کی کیمیائی اہمیت بخوبی واضح ہو جاتی ہے۔

حرارت نوعی سے مراد حرارت کی وہ مقدار ہے جو عنصر کے ایک گرام کی تپش ۱° م بڑھاتی ہے۔ اس کو وزن جوہر سے ضرب دینے پر حرارت کی وہ مقدار معلوم ہوتی ہے جو عنصر کے "گرام جوہر" کی تپش میں ۱° کا اضافہ کرتی ہے۔ حرارت جوہری کی مقدار تمام

ٹھوس عناصر کے لئے تقریباً یکساں ہوتی ہے اور چونکہ تمام عناصر کے "گرام جوہر" میں جواہر کی تعداد مساوی ہوتی ہے اس لئے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ "حرارت کی مساوی مقداریں ٹھوس حالت میں عناصر کے جوہروں کی مساوی تعداد کی تپش میں مساوی اضافہ کرتی ہیں"۔

دولان وپیٹی کے کلیہ سے وزن جوہر × حرارت نوعی = ۶٫۴ (تقریباً)

اور وزن جوہر = $\frac{۶٫۴}{\text{حرارت نوعی}}$ ، کسی ٹھوس عنصر کی حرارت نوعی کی پیمایش سے اس کا وزن جوہر معلوم ہو جاتا ہے۔

بعض ٹھوس عناصر جن کے اوزان جوہر ہلکے ہوتے ہیں دولان وپیٹی کے کلیہ سے انحراف کرتے ہیں اور ان کی حرارت جوہری ۶٫۴ کے مقابلہ میں نہایت کم ہوتی ہے۔ لیکن تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ اضافہ تپش سے ان عناصر کی حرارت جوہری بڑھتی ہے اور ایک بلند تپش پر ایک اعظم قیمت اختیار کر لیتی ہے۔ اس وقت یہ ۶٫۴ سے زیادہ بعید نہیں ہوتی۔ چنانچہ ہیرے کی حرارت جوہری ۱۰۰° د کے نیچے ۱٫۶۸۴ ہے لیکن ۱۰۰۰° د اور بلند تر تپشوں پر اس کی قیمت ۵٫۶۵ ہوتی ہے۔ بوران وسلیکان بھی کاربن کی طرح عمل کرتے ہیں۔

ہم وضعیت | جن مرکبات کی قلمی وضع (یا شکل) یکساں ہوتی ہے ہم وضع مرکبات کہلاتے ہیں مثلاً زنک سلفیٹ اور میگنیشیم سلفیٹ کی قلمیں ایک ہی وضع کی ہوتی ہیں اور یہ ہم وضع مرکبات (Isomorphous) ہیں۔ ہم وضع مرکبات کی خصوصیت یہ ہے کہ یہ مخلوط قلمیں بناتے ہیں۔ مخلوط قلم میں ہر دو مرکبات ایک ساتھ موجود رہتے ہیں اور قلم بظاہر ایک مرکب کی معلوم ہوتی ہے۔ مخلوط قلمیں اسوقت

بنتی ہیں جب دونوں ہم وضع مرکبات کے محلولوں کو ملا کر قلماؤ کا موقع دیا جائے۔ جب کسی قلمی مرکب کے سیر شدہ محلول میں اس کے ہم وضع مرکب کی ایک قلم ڈالیں تو اس کی جسامت بڑھتی جاتی ہے ٹھیک اسی طرح جس طرح کہ اس قلم کو خود اپنے سیر شدہ محلول میں ڈالنے پر ہوتا ہے۔

جو عناصر ہم وضع مرکبات بناتے ہیں ان کو ہم وضع عناصر کہتے ہیں۔ یہ ایک دوسرے کو مرکبات سے ہٹاتے ہیں لیکن اس عمل سے مرکبات کی قلمی وضع میں فرق نہیں آتا۔ ہم وضع عناصر کی بعض مثالیں یہاں درج کی جاتی ہیں :۔

(۱) پوٹاسیم، سوڈیم، سیزیم، ریبیڈیم، لیتھیم (امونیم)۔ ان کے کلورائیڈز، نائیٹریٹس، فاسفیٹس وغیرہ ہم وضع ہوتے ہیں۔

(۲) کیلشیم، اسٹرانشیم، بیریم (اور سیسا)۔ ان کے کاربونیٹس اور سلفیٹس ہم وضع ہوتے ہیں۔

(۳) فاسفورس، آرسینک، اکثر دھاتی فاسفیٹس اور آرسینیٹس ہم وضع ہوتے ہیں۔

(۴) ایلومینیم، کرومیم، لوہا وغیرہ پھٹکڑیوں میں ہم وضع ہوتے ہیں۔

ہم وضعیت کا کلیہ | مٹ شرلش (Mit Scherlich) نے قلمی مرکبات کی ترکیب اور وضع کے باہمی تعلق کا مطالعہ کیا۔ اسے معلوم ہوا کہ "مرکب کی قلمی وضع ترکیبی جواہر کی نوعیت کے غیر تابع ہوتی ہے۔ محض ان کی تعداد اور طریقۂ اجتماع (یا ترتیب) پر منحصر ہوتی ہے"۔ اس کو ہم وضعیت کا کلیہ کہتے ہیں۔ اس کلیہ سے نتیجہ نکلتا ہے کہ "جن اشیاء کی قلمی وضع یکساں ہو ان کی کیمیائی ترکیب بھی یکساں

ہوتی ہے"۔ بالفاظ دیگر" ہم وضع مرکبات کے یکساں کیمیائی ضابطے ہوتے ہیں"۔

ہم وضع مرکبات کے کیمیائی ضابطوں کی مشابہت سے نتیجہ نکلتا ہے کہ جب ایک عنصر مرکب سے اپنے ہم وضع عنصر کو ہٹاتا ہے تو پہلے عنصر کا ایک جوہر دوسرے عنصر کے ایک جوہر کو ہٹائیگا اور ہٹاؤ کی مقدار اوزان جوہر کے تناسب میں ہوتی ہے۔ اب اگر ایک عنصر کا وزن جوہر معلوم ہو تو دوسرے عنصر کا وزن جوہر محسوب کیا جا سکتا ہے۔ چنانچہ زنک سلفیٹ و میگنیشیم سلفیٹ ہم وضع مرکبات ہیں لہذا ان میں جواہر کی تعداد مساوی ہوتی ہے اور ان کی کیمیائی ترکیب بھی یکساں ہوتی ہے۔ البتہ یہ فرق ضرور ہے کہ ایک مرکب میں میگنیشیم ہوتی ہے تو دوسرے میں جست ہوتی ہے۔ جست میگنیشیم کو میگنیشیم سلفیٹ سے ہٹا سکتی ہے لیکن قلمی وضع نہیں بدلتی۔ ہٹاؤ کے عمل میں جست کا ایک جوہر میگنیشیم کے ایک جوہر کی جگہ لیتا ہے۔ اور ہٹاؤ میں حصہ لینے والی جست اور جدا ہونیوالی میگنیشیم کے وزن ان کے اوزان جوہر کے متناسب ہوتے ہیں۔ اب اگر ایک عنصر کا وزن جوہر معلوم ہو تو دوسرے عنصر کا وزن جوہر معلوم کر سکتے ہیں۔

مثال - میگنیشیم سلفیٹ میں میگنیشیم کی مقدار ۹۶۷۵ فی صد اور سلفیٹ کی مقدار ۳۹۶۰۲ فی صد ہے۔ زنک سلفیٹ میں جست ۲۲۶۶ اور سلفیٹ ۳۵۶۵ فی صد ہوتا ہے۔

اگر جست کا وزن جوہر ۶۵ ہو تو میگنیشیم کا وزن جوہر محسوب کرو۔ دونوں نمک ہم وضع ہیں۔

پہلے یہ معلوم کرو کہ زنک سلفیٹ سے ۲۲۶۶ گرام جست کو کس قدر میگنیشیم ہٹا سکتی ہے۔

میگنیشیم سلفیٹ میں ۳۹۶۰۲ گرام سلفیٹ سے ۹۶۷۵ گرام میگنیشیم ترکیب شدہ ہوتی ہے۔

اور میگنیشیم سلفیٹ میں ۳۵۶۵ گرام سلفیٹ سے $\frac{۹۶۷۵}{۳۹۶۰۲} \times ۳۵۶۵ = ۸۶۵$ گرام ترکیب کھا سکتی ہے۔ پس ۸۶۵ گرام میگنیشیم ۲۲۶۶ گرام جست کو ہٹا سکتی ہے اور ہم ضعیت کے کلیہ سے

$$\frac{\text{ہٹانیوالے عنصر (ا) کا وزن}}{\text{ہٹائے جانیوالے عنصر (ب) کا وزن}} = \frac{\text{ا کا وزن جوہر}}{\text{ب کا وزن جوہر}}$$

یعنی $\frac{8.65}{2.226} = \frac{\text{میگنیشیم کا وزن جوہر}}{65}$ ∴ میگنیشیم کا وزن جوہر ۲۴۶۴ ہے۔

مثال - آئرن آکسائیڈ میں لوہے کی مقدار ۷۰ فی صد ہوتی ہے۔ یہ مرکب المونیم آکسائیڈ کے ہم وضع ہوتا ہے۔ جس کا ضابطہ (Al_2O_3) ہے۔ لوہے کا وزن جوہر معلوم کرو۔

آئرن آکسائیڈ، المونیم آکسائیڈ کے ہم وضع ہے اور اس کا ضابطہ Fe_2O_3 ہے یعنی لوہے کی گرفت ۳ ہے (فصل ۷)۔ آئرن آکسائیڈ میں لوہے کا وزن معادل $= \frac{70}{30} \times 8$ $= \frac{56}{3}$ ہے۔ اور لوہے کا وزن جوہر $= \frac{56}{3} \times 3 = 56$ ہے۔

ہم وضع مرکبات کا کلیہ ہمیشہ کامیاب ثابت نہیں ہوتا۔ کئی ایسے مرکبات وجود پذیر ہیں جو ہم وضع ہونے کے باوجود یکساں کیمیائی ساخت نہیں رکھتے۔ مثلاً سلور سلفائیڈ اور لیڈ سلفائیڈ ہم وضع ہیں ان میں ۲۱۶ حصے چاندی کو ۲۰۷ حصے سیسا ہٹا دیتا ہے اس لحاظ سے ان کے اوزان جوہر ۲۱۶ و ۲۰۷ ہوتے ہیں۔ لیکن یہ درست نہیں۔ چاندی کا وزن جوہر ۱۰۸ ہوتا ہے۔ سلور سلفائیڈ اور لیڈ سلفائیڈ کی ترکیب دراصل Ag_2S اور PbS ہوتی ہے۔ پس سلور سلفائیڈ و لیڈ سلفائیڈ ہم وضع ہونے کے باوجود مختلف ترکیب کے مرکبات ہیں اور ہم وضعیت کے کلیہ سے انحراف کرتے ہیں۔

دوری جدول کسی عنصر کا وزن جوہر معلوم نہ ہو یا اس کی قیمت مشتبہ ہو تو اس عنصر کے خواص کے مطالعہ سے دوری جدول میں اس کا صحیح مقام دریافت کر لیتے ہیں جس سے اس کا وزن جوہر معین ہو جاتا ہے۔ (فصل ۱۴)۔

صحیح وزن جوہر | وزن جوہر کی تقریبی قیمت اور وزن معادل (حتی الوسع صحیح) معلوم ہو تو عنصر کا صحیح وزن جوہر دریافت کیا جا سکتا ہے۔

مثال ۔ قلعی کی حرارت نوعی ۰٫۰۵۵۶ ہے۔ اس کا وزن معادل ۵۹٫۴ ہے۔ قلعی کا وزن جوہر بتاؤ ۔

$$\text{قلعی کا سرسری وزن جوہر} = \frac{۶٫۴}{۰٫۰۵۵۶} = ۱۱۵ \text{ ہے،}$$

$$\text{قلعی کی گرفت} = \frac{\text{سرسری وزن جوہر}}{\text{وزن معادل}} = \frac{۱۱۵}{۵۹٫۴} = ۲$$

$$\therefore \text{قلعی کا صحیح وزن جوہر} = \text{وزن معادل} \times \text{گرفت} = ۵۹٫۴ \times ۲ = ۱۱۸٫۸$$

نوٹ (۱) ۔ اگر کسی عنصر کے ۲ یا زیادہ کیمیائی معادل ہوں تو ان سے وزن جوہر کی ایک ہی قیمت حاصل ہوتی ہے ۔

نوٹ (۲) ۔ عنصر کے سادہ مرکبات کے ضابطوں سے اس کی گرفت معلوم کی جا سکتی ہے (فصل ۷) ۔ اس صورت میں محض وزن معادل کی پیمایش سے وزن جوہر کو محسوب کر سکتے ہیں ۔

خلاصہ

وزن جوہر سے مراد وہ نسبت ہے جو کسی عنصر کے ایک جوہر کے وزن اور ہائیڈروجن کے ایک جوہر کے (یا آکسیجن کے ایک جوہر کے $\frac{1}{16}$) وزن میں پائی جاتی ہے ۔ نیز وزن جوہر عنصر کی وہ اقل کمیت ہے جو اس کے کسی مرکب کے سالمہ میں پائی جاتی ہے ۔ وزن جوہر کی تخمین میں حسب ذیل رشتہ سے مدد لی جاتی ہے :۔

$$\text{وزن جوہر} = \text{وزن معادل} \times \text{گرفت}$$

وزن معادل کلی تشریح سے نہایت صحت سے معلوم کیا جاتا ہے اور گرفت کی قیمت سرسری وزن جوہر کی پیمائش سے دریافت کی جاتی ہے۔ اس کے لئے حسب ذیل قاعدے استعمال کئے جاتے ہیں:۔ (۱) آواگادرو کا قاعدہ۔ (۲) بخاری کثافتوں کا قاعدہ۔ (۳) حرارت نوعی کا قاعدہ۔ (۴) ہم وضعیت کا کلیہ۔ (۵) دوری جدول۔ پہلے دو قاعدوں سے وزن جوہر کی تقریباً صحیح قیمتیں حاصل ہوتی ہیں لیکن بقیہ تین قاعدوں سے تقریبی قیمتیں معلوم ہوتی ہیں۔

سوالات

(۱) اضافی وزن جوہر اور مطلق وزن جوہر کا فرق سمجھاؤ۔ کسی عنصر کا مطلق وزن جوہر کیونکر معلوم کیا جا سکتا ہے؟

(۲) وزن جوہر اور وزن معادل کا باہمی ربط واضح کرو۔

(۳) ہیلیم کا وزن جوہر تم کیونکر دریافت کروگے؟

(۴) بعض مرکبات کا سالمی وزن اور ان میں عناصر کا فی صد تناسب دیا جاتا ہے۔ ہر مرکب کے سالمی وزن میں ترکیبی عناصر کی مقدار محسوب کرو۔

(الف) فاسفورس آکسائیڈ، سالمی وزن ۲۲۰، فاسفورس ۵۶٫۴ %، آکسیجن ۴۳٫۶ %

(ب) کاربن ڈائی آکسائیڈ، سالمی وزن ۴۴، کاربن ۲۷٫۳ %، آکسیجن ۷۲٫۷ %

(ج) فاسفین، سالمی وزن ۳۴، فاسفورس ۹۱٫۲ %، ہائیڈروجن ۸٫۸ %

(۵) یکساں تپش و دباؤ پر آکسیجن، نائٹروجن اور ہائیڈروجن کے ایک ایک لیٹر کا وزن ۱٫۴۲۹، ۱٫۲۵۰۵، ۰٫۰۸۹۸۷ گرام ہوتا ہے۔ آکسیجن و نائٹروجن دو جوہری عناصر ہیں ان کا وزن جوہر معلوم کرو۔

(۶) ایک عنصر کی بخاری کثافت ۶۲ ہے، اس کے کلورائیڈ کی بخاری کثافت ۶۹ ہے اس میں کلورین کی مقدار ۸۴٫۷۷٪ ہوتی ہے۔ عنصر کے آکسی کلورائیڈ کی بخاری کثافت ۷۷ ہے اور اس میں کلورین ۶۹٫۳۹ اور آکسیجن ۱۰٫۴۱٪ ہوتی ہے۔ عنصر کا وزن جوہر اور سالمی ضابطہ معلوم کرو۔ [X_4 ، ۳۱]

(۷) کسی عنصر کے کلورائیڈ میں ۵۸٫۷٪ کلورین موجود ہو اور اس کی بخاری کثافت ۹۱ ہو تو عنصر کا وزن جوہر معلوم کرو (کلورین کا وزن جوہر = ۳۵٫۴۶) [۷۴٫۸۵]

(۸) حسب ذیل مشاہدات سے کلورین کا وزن جوہر معلوم کرو:-

کاربن ٹٹرا کلورائیڈ = بخاری کثافت ۷۷، کلورین کی مقدار ۹۲٫۲٪
کلوروفارم = " " ۶۰، " " ۸۹٫۲٪
فاسفورس کلورائیڈ = " " ۶۸، " " ۷۷٫۴٪
سلفیورل کلورائیڈ = " " ۶۷٫۵، " " ۵۲٫۶٪

(۹) حسب ذیل مشاہدات سے نائٹروجن کا وزن جوہر دریافت کرو۔

مرکب امونیا = بخاری کثافت ۸٫۵، نائٹروجن کی مقدار ۸۲٫۳۵٪
مرکب نائٹرس آکسائیڈ = " " ۲۲٫۰، " " ۵۹٫۱٪
مرکب نائٹرک آکسائیڈ = " " ۱۵٫۰، " " ۴۶٫۶۷٪
مرکب نائٹروجن پرآکسائیڈ = " " ۲۳٫۰، " " ۳۰٫۴۴٪

مرکب نائٹروجن ٹرائی آکسائیڈ = بخاری کثافت ۳۸٫۰ ' نائٹروجن کی مقدار ۳۶٫۸۴ %

(۱۰) ایک عنصر کے کلورائیڈ میں ۳۷٫۳۲۲ % کلورین ہوتی ہے۔ عنصر کی حرارت نوعی ۰٫۰۲۷۶ ہے۔ وزن جوہر معلوم کرو۔

[۲۳۸٫۲۲]

(۱۱) ایک دھات کے دو آکسائیڈز بنتے ہیں جن میں آکسیجن کی مقدار ۳۰٫۳۸ اور ۳۶٫۶۸ % ہوتی ہے۔ دھات کی حرارت نوعی ۰٫۱۱۷ ہے۔ دھات کا وزن جوہر معلوم کرو۔

[۵۴٫۹۸]

(۱۲) مشاہدات ذیل کی مدد سے سونے اور پلاٹینم کے اوزان جوہر کی اوسط قیمتیں معلوم کرو:-

(ا) آرس کلورائیڈ میں سونا ۸۴٫۷۸ % ' آرک کلورائیڈ میں اس کی مقدار ۶۵٫۶۰ % ہوتی ہے۔ سونے کی حرارت نوعی ۰٫۰۳۰۳۵ ہے۔

(ب) پلاٹینس کلورائیڈ میں پلاٹینم کی مقدار ۷۳٫۳۴ % ' پلاٹینک کلورائیڈ میں پلاٹینم ۵۷٫۸۸ % ہوتی ہے ' پلاٹینم کی حرارت نوعی ۰٫۰۳۱۴۷ ہے۔

(ج) کلورین کا وزن معادل ۳۵٫۴۶ '

[۱۹۶٫۵۴ ' ۱۹۵٫۶۰]

(۱۳) ایک دھات کا وزن معادل ۳۴٫۱۷ ہے ' اس کا آکسائیڈ المونیم آکسائیڈ کے ہم وضع ہے۔ دھات کا وزن جوہر بتاؤ۔

[۵۱٫۶۹]

(۱۴) پوٹاسیم پرمینگانیٹ ' پوٹاسیم پرکلوریٹ کے ہم وضع ہے۔ ان مرکبات کی تشریح سے حسب ذیل نتائج حاصل ہوئے۔ پوٹاسیم پرمینگانیٹ = پوٹاسیم ۲۴٫۸ ' مینگنیز ۳۴٫۸ ' آکسیجن ۴۰٫۴ % ' پوٹاسیم پرکلوریٹ = پوٹاسیم ۲۸٫۲ ' کلورین ۲۵٫۶ ' آکسیجن ۴۶٫۲ % ' کلورین کا وزن جوہر ۳۵٫۴۶ ہو تو

مینگنیز کا وزن جوہر معلوم کرو۔ [۵۵٫۶۱]

(۱۵) نکل اور کرومیم کی بھرت میں وزناً ۸۰ حصے نکل اور ۲۰ حصے کرومیم ہے۔ اس بھرت میں کرومیم کے ہر جوہر کے ساتھ نکل کے کتنے جوہر ہوتے ہیں۔ [۳٫۶۵۴]

(۱۶) آرسینئس کلورائیڈ کی بخاری کثافت ۸۸ ہے۔ اس کے ۶٫۵ گرام سلور نائٹریٹ سے تعامل کرکے ۱۰٫۰ گرام چاندی کی مکمل ترسیب کرتے ہیں۔ آرسینک کی حرارت نوعی ۰٫۰۸۲، کلورین کا وزن معادل ۳۵٫۴۶، چاندی = ۱۰۷٫۸۸، آرسینک کا وزن جوہر معلوم کرو۔ [۷۴٫۶۸]

(۱۷) ۱٫۰ گرام دھات کو ہلکائے سلفیورک ترشہ میں حل کرنے پر ۳۴٫۲ مکعب سم (ط-ت-د) ہائیڈروجن آزاد ہوئی۔ محلول کی تبخیر اور قلماؤ سے دھاتی سلفیٹ کی قلمیں تیار کی گئیں۔ ان کی قلمی وضع میگنیشیم سلفیٹ ($MgSO_4$) کی سی ہے۔ دھات کا وزن جوہر معلوم کرو۔ [۶۵٫۶۰]

فصل (۷)

گرفت اور تکسید و تحویل

گرفت ہر عنصر میں دوسرے عنصر سے ترکیب کھانے کی ایک خاص قابلیت پائی جاتی ہے عنصر کی ترکیبی قابلیت کو گرفت کہتے ہیں۔

عناصر کے ہائیڈروجنی مرکبات کے مطالعہ سے معلوم ہوتا ہے کہ ان میں عنصر کے ایک جوہر سے ہائیڈروجن کا ایک، دو، تین یا چار جوہر ترکیب کھاتے ہیں مثلاً ہائیڈروجن کلورائیڈ (HCl)، پانی (H_2O)، امونیا (H_3N)، میتھین (H_4C) میں کلورین، آکسیجن، نائٹروجن اور کاربن کا ایک جوہر ہائیڈروجن کے ۱، ۲، ۳ اور ۴ جوہروں سے ترکیب کھاتا ہے۔ ہائیڈروجن کا کوئی مرکب (بجز ہائیڈرازوئک ترشہ HN_3 کے) ایسا نہیں جس میں ہائیڈروجن کا ایک جوہر دوسرے عنصر کے ایک سے زیادہ جوہروں سے ترکیب کھاتا ہو۔ اسی لئے ہائیڈروجن کو ترکیبی قابلیت یا گرفت کے معیار کے طور پر لیا جاتا ہے اور "کسی عنصر کی گرفت ہائیڈروجن کے ان جوہروں کی تعداد کے مساوی ہوتی ہے جو اس عنصر کے ایک جوہر سے ترکیب کھاتے ہیں"۔ جن مرکبات کو مثال کے طور پر پیش کیا گیا ہے ان میں کلورین اک گرفتا، آکسیجن دو گرفتا، نائٹروجن تر گرفتا اور کاربن چو گرفتا ہوتے ہیں۔ کوئی عنصر ہائیڈروجن سے چار سے زیادہ گرفت کا اظہار نہیں کرتا۔

کسی عنصر کے وزن جوہر، وزن معادل اور گرفت میں ایک ربط پایا جاتا ہے (فقرہ ۱۱۵)
وزن معادل سے مراد عنصر کا وہ وزن ہے جو ہائیڈروجن کے ایک جوہر سے ترکیب کھاتا یا اس کو ہٹاتا ہے۔ عنصر کی گرفت ہائیڈروجن کے ان جوہروں کی تعداد کے مساوی ہوتی ہے جس سے عنصر کا ایک جوہر ترکیب کھاتا یا جس کو ہٹاتا ہے یعنی

$$\text{وزن جوہر} = \text{گرفت} \times \text{وزن معادل}$$

$$\therefore \text{گرفت} = \frac{\text{وزن جوہر}}{\text{وزن معادل}}$$

پس کسی عنصر کی گرفت کو اس کے ہائیڈروجنی مرکبات کے ضابطوں سے یا اس کے وزن جوہر اور وزن معادل کی پیمائش سے معلوم کر سکتے ہیں۔

کسی عنصر کی گرفت کی دریافت کے لئے بالعموم ان مرکبات کی تشریح کی جاتی ہے جن کے سالمہ میں عنصر کا صرف ایک جوہر ہوتا ہے۔ اگر مرکب کے سالمہ میں عنصر کا ایک سے زیادہ جوہر ہو تو گرفت کی تعیین میں مشکل پیش آتی ہے۔ یہ بات خاص طور پر کاربن کی صورت میں زیادہ عیاں ہے۔ چنانچہ میتھین CH_4 میں (۱) کاربن کا ایک جوہر ہائیڈروجن کے ۴ جواہر سے ترکیب شدہ ہوتا ہے اور (۲) کاربن کا وزن معادل ۳ ہوتا ہے۔ ان دو امور سے کاربن کی گرفت ۴ حاصل ہوتی ہے لیکن ایتھین C_2H_6 کی تشریح سے وزن معادل ۴ ہوتا ہے۔ اور گرفت $\frac{12}{4}$ = ۳ ہوتی ہے۔ اسی طرح پروپین C_3H_8 کی تشریح سے وزن معادل ۴٫۵ حاصل ہوتا ہے۔ اور گرفت $\frac{2}{3}$ ۲ ہوتی ہے جو غیر ممکن ہے۔

چونکہ کلورین ایک گرفتا عنصر ہے اس لئے کسی عنصر کی گرفت کلورین کے ان جوہروں کی تعداد کے مساوی ہوتی ہے جس سے عنصر کا ایک جوہر ترکیب کھاتا ہے۔ عناصر کے ہائیڈروجنی اور کلورینی مرکبات کے مقابلہ سے معلوم ہوتا ہے کہ اکثر صورتوں میں عنصر کی کلورین کے لئے

وہی گرفت ہوتی ہے جو ہائیڈروجن کے مقابلہ میں ہوتی ہے۔ چنانچہ ہائیڈروجن کلورائیڈ (HCl)، پانی (H_2O)، کلورین مانا آکسائیڈ (Cl_2O)، امونیا (NH_3)، نائٹروجن ٹرائی کلورائیڈ (NCl_3)، میتھین (CH_4)، کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ (CCl_4) مرکبات میں آکسیجن، نائٹروجن اور کاربن کی گرفتیں ہائیڈروجن اور کلورین کے لئے یکساں ہوتی ہیں۔ پس کسی عنصر کی گرفت ایک گرفتا عنصر کے ان جوہروں کی تعداد کے برابر ہوتی ہے جن سے عنصر کا ایک جوہر ترکیب کھاتا ہے۔ کلورینی مرکبات کے مطالعہ سے یہ بھی معلوم ہوتا ہے کہ بعض عناصر کی گرفتیں کلورین کے مقابلہ میں ۵ اور ۶ بھی ہوتی ہیں مثلاً فاسفورس پنٹا کلورائیڈ (PCl_5) ٹنگسٹن ہکسا کلورائیڈ (WCl_6) حالانکہ اس قسم کے مرکبات ہائیڈروجن کے ساتھ نہیں بنتے۔

پانی کی ترکیب سے واضح ہے کہ آکسیجن دو گرفتا عنصر ہے اس لئے آکسیجن کے جوہروں کی وہ تعداد جو کسی عنصر کے دو جوہروں سے ترکیب کھاتی ہے عنصر کی گرفت کے برابر ہوتی ہے۔ حسب ذیل آکسیجنی مرکبات پر غور کرو:۔

سوڈیم آکسائیڈ (Na_2O)، میگنیشیم آکسائیڈ (MgO)، المونیم آکسائیڈ (Al_2O_3)، سلیکا (SiO_2)، فاسفورس پنٹا آکسائیڈ (P_2O_5)، سلفر ٹرائی آکسائیڈ (SO_3)، کلورین ہپٹا آکسائیڈ (Cl_2O_7)، آسمیم ٹیٹرا آکسائیڈ (OsO_4)

اس سے عیاں ہے کہ ۶ گرفتوں کے علاوہ دو اور گرفتیں ممکن ہیں اور بعض عناصر آکسیجن کے مقابلہ میں سات اور آٹھ گرفت رکھتے ہیں۔ اب تک کسی عنصر کی گرفت ۸ سے زیادہ نہیں پائی گئی۔ برخلاف اس کے غیر عامل گیسیں کسی قسم کا مرکب نہیں بناتیں اور ان کی گرفت صفر ہوتی ہے۔ پس یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ عناصر کی کل نو گرفتیں

(صفر سے لے کر آٹھ تک) ممکن ہیں۔

اصلیوں کی گرفتیں جس طرح اصلیوں کے خاص وزن معادل ہوتے ہیں۔ اسی طرح ان کی گرفتیں بھی مقرر کیجا سکتی ہیں۔ چنانچہ حسب ذیل مرکبات پر غور کرو۔

(۱) نائٹرک تُرشہ (HNO_3)، پوٹاسیم نائٹریٹ (KNO_3)، امونیم نائٹریٹ (NH_4NO_3)۔ (۲) سلفیورک تُرشہ (H_2SO_4)، پوٹاسیم سلفیٹ (K_2SO_4)، امونیم سلفیٹ $\{(NH_4)_2SO_4\}$ (۳) فاسفورک تُرشہ (H_3PO_4)، سوڈیم فاسفیٹ (Na_3PO_4)، امونیم فاسفیٹ $\{(NH_4)_3PO_4\}$۔

ان ضابطوں سے نائٹریٹ (NO_3) اصلیہ کی گرفت ایک، سلفیٹ (SO_4) کی گرفت ۲، فاسفیٹ (PO_4) کی گرفت ۳، امونیم اصلیہ (NH_4) کی گرفت ایک ہوتی ہے۔ کیونکہ نائٹریٹ اک گرفتا عنصر کے ایک جوہر سے، سلفیٹ اک گرفتا عنصر کے دو جوہروں سے اور فاسفیٹ اک گرفتا عنصر کے تین جوہروں سے ترکیب کھاتا ہے۔ امونیئم اصلیہ کی اک گرفتگی امونیم کلورائیڈ (NH_4Cl) کے ضابطہ سے خود بخود عیاں ہے۔

مثبت و منفی گرفتیں برزیلیئس نے "برقی کیمیائی نظریہ" میں مثبت و منفی گرفتوں میں امتیاز کیا۔ دھاتی یا ہائیڈروجنی مرکبات میں عنصر کی گرفت منفی ہوتی ہے۔ آکسیجنی یا تیزابی یا گندک کے مرکبات میں عنصر کی مثبت گرفتیں عمل کرتی ہیں۔ مثلاً ہائیڈروجن کلورائیڈ (HCl) میں کلورین کی گرفت -۱ ہے۔ فیرس آکسائیڈ (FeO) میں لوہے کی گرفت +۲ ہے۔ ایک ہی عنصر مختلف مرکبات میں مختلف قسم کی گرفتوں کا اظہار کر سکتا ہے مثلاً ہائیڈروجن سلفائیڈ (H_2S) میں

گندک = -۲ ' اور سلفیورک تیزشہ (H_2SO_4 یا SO_3 , H_2O) میں گندک = +۶ ہے - اصلیوں کی گرفتیں بھی مثبت یا منفی ہوتی ہیں - اور ہر مرکب میں مثبت اور منفی اصلیوں کی گرفتیں ایک دوسرے کی تعدیل کرتی ہیں مثلاً سوڈیم فاسفیٹ (Na_3PO_4) میں سوڈیم کی +۳ گرفتیں فاسفیٹ کی -۳ گرفتوں کی تعدیل کر دیتی ہیں -

گرفت اور ضابطے جس طرح مرکبات کے ضابطوں سے عناصر اور اصلیوں کی گرفت معین کی جا سکتی ہے اسی طرح گرفتیں معلوم ہوں تو مرکبات کے ضابطے بآسانی مرتب کئے جا سکتے ہیں - اس خصوص میں یہ بہتر ہے کہ بعض مشہور مرکبات کے ضابطے یاد رکھے جائیں تاکہ ان کی مدد سے عناصر اور اصلیوں کی گرفتیں معلوم کی جا سکیں چنانچہ ایلومینیم سلفیٹ کا ضابطہ لکھنا چاہو تو ایلومینیم کلورائیڈ ($AlCl_3$) اور سلفیورک تیزشہ (H_2SO_4) کی مدد سے ایلومینیم اور سلفیٹ اصلیہ کی گرفتیں معلوم کرو - ان مرکبات میں ایلومینیم تہ گرفتا اور سلفیٹ دو گرفتا ہوتا ہے - اب چونکہ ہر مرکب میں مثبت اصلیہ اور منفی اصلیہ کی گرفتیں مساوی ہوتی ہیں - اس لئے مرکب کا ضابطہ بنانے کے لئے ۳ ' ۲ کا ذو اضعاف اقل ۶ لو ' ۶ گرفتوں کے پورا کرنے کے لئے ایلومینیم کے ۲ جوہر اور سلفیٹ کے ۳ اصلئے درکار ہیں اور ایلومینیم سلفیٹ کا ضابطہ $Al_2(SO_4)_3$ ہوتا ہے -

متغیر گرفت ضعفی تناسبوں کے کلیہ کے مطالعہ سے ہمیں معلوم ہوتا ہے کہ بعض عناصر ایک سے زیادہ تناسب میں ترکیب کھا کر کئی مرکبات بناتے ہیں مثلاً نائٹروجن و آکسیجن کی ترکیب سے پانچ مختلف آکسائیڈ بنتے ہیں جن کے ضابطے N_2O ' NO ' N_2O_3 ' NO_2 ' N_2O_5 ہوتے ہیں - ان میں نائٹروجن کی گرفت ۱ ' ۲ ' ۳ ' ۴ اور ۵ ہوتی ہے - پس ایک عنصر

دوسرے عنصر سے ایک سے زیادہ گرفت کے مرکبات بناتا ہے۔ مثلاً گندک ہائیڈروجن سے ترکیب کھا کر ہائیڈروجن سلفائیڈ (H_2S) مرکب بناتی ہے جس میں گندک کی گرفت ۲ ہوتی ہے۔ لیکن آکسیجن سے ترکیب کھا کر سلفر ڈائی آکسائیڈ (SO_2) اور سلفر ٹرائی آکسائیڈ (SO_3) بناتی ہے جن میں اس کی گرفت ۴ اور ۶ ہوتی ہے۔

جب کسی عنصر کی دو یا زیادہ گرفتیں ہوں تو اس کے مختلف گرفت کے مرکبات کے خواص میں کافی فرق ہوتا ہے۔ خواص کا یہ فرق دھاتی مرکبات کی صورت میں زیادہ واضح ہوتا ہے۔

تجربہ (۱۸)۔ دو منقاروں میں فیرس سلفیٹ اور فیرک سلفیٹ کے محلول علیحدہ علیحدہ تیار کرلو۔ ان کی تھوڑی تھوڑی مقدار لیکر ترشئی پوٹاسیم پرمینگنیٹ، پوٹاسیم فیروسائنائیڈ، پوٹاسیم فیری سائنائیڈ اور پوٹاسیم تھایوسائنائیڈ سے امتحان کرو۔ حسب ذیل نتائج حاصل ہونگے۔

مشاہدہ	فیرس سلفیٹ	فیرک سلفیٹ
(۱) ترشئی پوٹاسیم پرمینگانیٹ ($KMnO_4$)	رنگ کٹ جاتا ہے	رنگ نہیں کٹتا
(۲) پوٹاسیم فیروسائنائیڈ ($K_4FeC_6N_6$)	سفید رسوب بنتا ہے	گہرا نیلگوں رسوب بنتا ہے
(۳) پوٹاسیم فیری سائنائیڈ ($K_3FeC_6N_6$)	گہرا نیلگوں رسوب بنتا ہے	بھورا محلول حاصل ہوتا ہے
(۴) پوٹاسیم تھایوسائنائیڈ ($KCNS$)	کوئی عمل نہیں ہوتا	دموی سرخ رسوب بنتا ہے

اگر تجربہ بالا میں ہم کو پہلے سے معلوم نہ ہوتا کہ فیرس سلفیٹ اور فیرک سلفیٹ لوہے کے مرکبات ہیں تو بظاہر یہ نتیجہ نکلتا کہ یہ دونوں مختلف دھاتوں کے مرکبات ہیں۔

مرکبات کے خواص کے مطالعہ سے یہ بات عیاں ہے کہ کسی عنصر کے ایک خاص گرفت والے مرکبات دوسرے عنصر کے اسی گرفت کے مرکبات کے زیادہ مشابہ ہوتے ہیں۔ مثلاً دو گرفتا سیسے اور دو گرفتا قلعی کے مرکبات کے خواص میں مشابہت پائی جاتی ہے۔ حالانکہ دو گرفتا سیسے اور چوگرفتا سیسے یا دو گرفتا قلعی یا چوگرفتا قلعی کے مرکبات کے خواص مختلف ہوتے ہیں۔ چنانچہ (۱) اسٹانس کلورائیڈ ($SnCl_2$) سفید قلمی ٹھوس، اسٹانک کلورائیڈ ($SnCl_4$) بے رنگ دخان خیز مائع۔ (۲) پلمبس کلورائیڈ ($PbCl_2$) سفید قلمی ٹھوس، پلمبک کلورائیڈ ($PbCl_4$) زرد دخان خیز مائع۔

اعظم گرفت اس میں شک نہیں کہ اکثر عناصر کی گرفت متغیر ہوتی ہے لیکن ہر عنصر کی اعظم گرفت ایک خاص قیمت رکھتی ہے اور عنصر اس سے زیادہ گرفت کے مرکبات نہیں بناتا چنانچہ نائٹروجن کی اعظم گرفت ۵ ہے۔ آکسائیڈز میں اس کی گرفت ایک سے لیکر ۵ تک ہوتی ہے۔ لیکن یہ اس سے زیادہ گرفت کے مرکبات نہیں بناتی۔

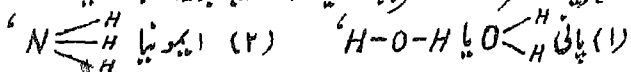
عناصر کی اعظم گرفت بالعموم آکسی مرکبات میں ظاہر ہوتی ہے اور مختلف عناصر کے لئے اس کی قیمت ایک سے لیکر ۸ تک ہوتی ہے۔ اس اعتبار سے عناصر کے آکسائیڈز حسب ذیل نمونوں کے ہوتے ہیں۔ X_2O، XO، X_2O_3، XO_2، X_2O_5، XO_3، X_2O_7 اور XO_4 جہاں X = عنصر۔ اب اگر اس واقعہ کو ملحوظ رکھیں کہ غیر عامل گیسوں کے مرکبات نہیں بنتے اور ان کی گرفت صفر ہوتی ہے تو گرفت کے لحاظ سے تمام عناصر ۹ گروہوں میں بٹ جاتے ہیں۔ اور ہر گروہ کے عناصر کی اعظم گرفت مساوی ہوتی ہے (فصل ۱۴)

سیر شدہ و ناسیر شدہ مرکبات وہ مرکبات جن میں عنصر کی گرفت اعظم ہوتی ہے سیر شدہ مرکبات کہلاتے ہیں اور ان میں عنصر کی پوری گرفتیں پوری طرح سیر ہوتی ہیں۔

لیکن مرکب میں عنصر کی گرفت اعظم نہ ہو تو اسے ناسیر شدہ کہتے ہیں۔ ناسیر شدہ مرکب کی خصوصیت یہ ہے کہ یہ مزید جوہروں سے براہ راست ترکیب کھا کر سیر شدہ مرکب میں تبدیل ہوتا ہے۔ مثلاً کاربن مانا کسائیڈ (CO) میں کاربن دو گرفتا ہوتی ہے۔ اس مرکب کو ہوا میں جلانے پر یہ آکسیجن کے ایک جوہر سے براہ راست ترکیب کھاتا ہے۔ اور کاربن ڈائی آکسائیڈ (CO_2) میں تبدیل ہوتا ہے جو کاربن کا سیر شدہ مرکب ہے۔ نیز کاربن مانا کسائیڈ کلورین سے روشنی میں ترکیب کھا کر فاسجین ($COCl_2$) بناتا ہے۔

کیکولے (Kekule) نے یہ نظریہ پیش کیا کہ ہر عنصر کی گرفت مستقل اور غیر متغیر ہوتی ہے۔ سیر شدہ مرکبات میں عنصر کی پوری گرفتیں استعمال میں آتی ہیں لیکن ناسیر شدہ مرکبات میں عنصر کی بعض گرفتیں غیر مستعمل رہتی ہیں۔ عنصر کی جو گرفتیں استعمال میں ہوتی ہیں ان کو عامل گرفتیں کہتے ہیں۔ اور جو گرفتیں غیر مستعمل ہوتی ہیں ان کو مخفی گرفتیں کہا جاتا ہے۔ مثلاً فاسفورس پنٹا کلورائیڈ (PCl_5) میں فاسفورس کی پانچوں گرفتیں عامل ہوتی ہیں لیکن فاسفورس ٹرائی کلورائیڈ (PCl_3) میں فاسفورس کی تین گرفتیں عامل اور دو گرفتیں مخفی ہوتی ہیں۔

ساختی ضابطے کسی عنصر کی گرفت کا اظہار اکثر اس کی علامت کے ساتھ مطابق تعداد کے خطوط فاصل کے اضافے سے کیا جاتا ہے۔ ہر خط فاصل ایک گرفت کو ظاہر کرتا ہے۔ اور اس کو کیمیائی بند کہتے ہیں۔ چنانچہ –H، =O، ≡N، ≡C، ہائیڈروجن، آکسیجن، نائٹروجن اور کاربن کے ایک ایک جوہر کو ظاہر کرتے ہیں۔ جب یہ جوہر ایک دوسرے سے مل کر مرکب بناتے ہیں تو ان کے بند جوڑ دیئے جاتے ہیں۔ مثلاً

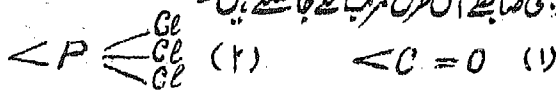
(۱) پانی $O<^{H}_{H}$ یا H–O–H، (۲) امونیا $N\equiv H_3$ (N کے تین بند H, H, H سے)

(۳) میتھین $\frac{H}{H}>C<\frac{H}{H}$، اس طرح مرکبات کے جو ضابطے حاصل ہوتے ہیں ان کو ساختی ضابطے یا ترسیمی ضابطے کہتے ہیں۔

یہ بات ذہن نشین کر لو کہ فی الحقیقت یہ بند وجود پذیر نہیں ہوتے لیکن تفہیم کی غرض سے ان کو فرض کر لیا جاتا ہے۔

جفت اعداد کا اصول کاربن مانا کسائیڈ (CO)، کاربن ڈائی آکسائیڈ (CO_2)، اور فاسفورس ٹرائی کلورائیڈ (PCl_3)، فاسفورس پنٹا کلورائیڈ (PCl_5) کے مقابلہ سے عیاں ہے کہ ان مرکبات میں کاربن کی گرفت ۲ اور ۴ اور فاسفورس کی ۳ و ۵ ہوتی ہے اور دونوں مرکبات میں ان عناصر کی گرفتوں کا فرق ۲ ہوتا ہے۔ دیگر تجربات سے بھی معلوم ہوتا ہے کہ اگر کوئی عنصر اپنی گرفت بدلے تو گرفت میں بالعموم ۲ اکائیوں کی کمی بیشی ہوتی ہے۔ اس لئے یہ فرض کر سکتے ہیں کہ ناسیر شدہ مرکبات میں دو مخفی بند ایک دوسرے سے مل کر اپنی تعدیل کرتے ہیں۔ اور کاربن مانا کسائیڈ و فاسفورس ٹرائی کلورائیڈ کے ترسیمی ضابطے اس طرح مرتب کئے جا سکتے ہیں۔

$$(1)\quad <C=O \qquad\qquad (2)\quad <P\begin{smallmatrix}Cl\\Cl\\Cl\end{smallmatrix}$$

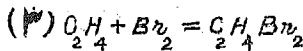
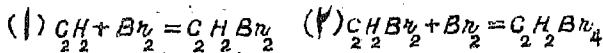
یا

$$=C=O \qquad\qquad >P\begin{smallmatrix}Cl\\Cl\\Cl\end{smallmatrix}$$

اس واقعہ کو کہ عنصر کی گرفت کا تغیر ۲ اکائیوں پر مشتمل ہوتا ہے "جفت اعداد کا اصول" کہتے ہیں۔ اس اصول سے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ کسی عنصر کی گرفت یا تو طاق عدد کے برابر ہوتی ہے یا جفت عدد کے برابر۔ مثلاً کاربن کی گرفتیں جفت (۲، ۴) ہوتی ہیں اور فاسفورس کی گرفتیں طاق (۳، ۵) ہوتی ہیں لیکن اس اصول کا ہمیشہ اطلاق نہیں ہوتا اور

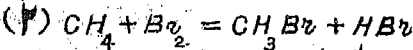
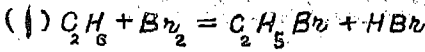
کئی صورتوں میں اس سے انحراف ہوتا ہے۔ مثلاً نائٹروجن کی گرفت ۱، ۲، ۳، ۴، ۵ ہوتی ہے۔ انڈیم $InCl$، $InCl_2$، $InCl_3$ مرکبات اور گیلیم $GaCl_2$، $GaCl_3$ مرکبات بناتی ہے۔

اکہرا بند۔ دوہرا بند وغیرہ کیکولے نے اپنے نظریہ کی بنا پر کاربن کو چوگرفتا قرار دیا اور یہ فرض کیا کہ اپنی چار گرفتوں کو پورا کرنے کے لئے خود کاربن کے دو جوہر ایک دو یا تین گرفتوں سے آپس میں مربوط ہو جاتے ہیں چنانچہ ایتھین $H-\underset{H}{\overset{H}{C}}-\underset{H}{\overset{H}{C}}-H$ میں کاربن کے دو جوہر اپنی ایک ایک گرفت کے ذریعہ باہم ترکیب کھاتے ہیں۔ اور ان جوہروں کے مابین اکہرا کیمیائی بند پایا جاتا ہے۔ لیکن ایتھیلین $\underset{H}{\overset{H}{C}}=\underset{H}{\overset{H}{C}}$ میں کاربن کے جوہروں کی دو دو گرفتیں آپس میں ملی ہوئی ہیں۔ اور ان کے مابین دوہرا بند پایا جاتا ہے۔ اسی طرح ایسٹیلین $H-C\equiv C-H$ میں کاربن کے جوہر تین تین گرفتوں سے آپس میں مربوط ہیں اور ان میں تہرا بند پایا جاتا ہے۔ دوہرے اور تہرے بند کے مرکبات ناسیر شدہ ہوتے ہیں۔ اور وہ دیگر جواہر سے براہ راست ترکیب کھا کر جمعی حاصل بناتے ہیں جو سیر شدہ ہوتا ہے۔ مثلاً ایسٹیلین اور ایتھیلین برومین سے براہ راست ترکیب کھاتی ہیں۔

(۱) $C_2H_2 + Br_2 = C_2H_2Br_2$ (۲) $C_2H_2Br_2 + Br_2 = C_2H_2Br_4$

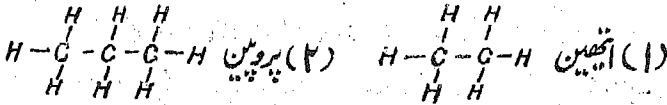
(۳) $C_2H_4 + Br_2 = C_2H_4Br_2$

برخلاف اس کے اکہرے بند کے مرکبات سیر شدہ ہوتے ہیں ان میں مزید جواہر داخل نہیں ہو سکتے صرف بدل یا ہٹاؤ کا عمل واقع ہو سکتا ہے۔ چنانچہ ایتھین پر برومین کا ٹھیک وہی عمل ہوتا ہے جو میتھین پر ہوتا ہے۔

(۱) $C_2H_6 + Br_2 = C_2H_5Br + HBr$

(۲) $CH_4 + Br_2 = CH_3Br + HBr$

برقی گرفت اور مشترک گرفت اکثر مرکبات آبی محلول میں رواں پذیر ہوتے ہیں اور مثبت و منفی روانوں میں بٹتے ہیں۔ مثلاً معمولی نمک کے محلول میں سوڈیم اور کلورین کے رواں موجود رہتے ہیں (فصل ۱۳)۔ جن عناصر کے مرکبات رواں پذیر ہوتے ہیں۔ ان کی گرفت کو برقی گرفت کہتے ہیں یہ مثبت یا منفی ہوسکتی ہے جو عناصر (یا اصلئے) مثبت رواں بناتے ہیں۔ اور برق پاشیدگی میں منفی برقیرہ پر آزاد ہوتے ہیں۔ ان کی گرفت مثبت برقی ہوتی ہے اور جو عناصر (یا اصلئے) منفی رواں کے طور پر عمل کرتے ہیں ان کی گرفت منفی برقی ہوتی ہے۔ چنانچہ سوڈیم کلورائیڈ میں سوڈیم کی برقی گرفت ۱+ اور کلورین کی برقی گرفت ۱- ہوتی ہے۔

مرکبات کی ایک کثیر جماعت محلول میں روانوں میں نہیں بٹتی۔ ان کی ترکیب میں جو عناصر حصہ لیتے ہیں ان کی گرفت کو مشترک گرفت کہا جاتا ہے۔ ان عناصر کی ایک خصوصیت یہ بھی ہے کہ ان کے دو یا زیادہ جوہر آپس میں ترکیب کھا سکتے ہیں۔ اس کی مشہور مثال کاربن ہے جس کے مرکبات میں کاربن کے جواہر کا ایک زنجیرہ پایا جاتا ہے۔ مثلاً

(۱) ایتھین
$$H-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-H$$

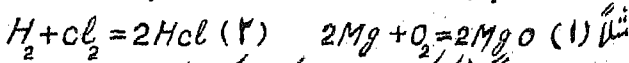
(۲) پروپین
$$H-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-H$$

بعض صورتوں میں ایک عنصر بعض مرکبات میں برقی گرفت کا اظہار کرتا ہے اور بعض مرکبات میں مشترک گرفت کا۔ مثلاً کلورین، سوڈیم کلورائیڈ میں برقی گرفت سے مربوط ہوتی ہے لیکن کاربن ٹٹرا کلورائیڈ میں مشترک گرفتوں سے۔

جوہر کی ساخت کے نظریے سے برقی گرفت و مشترک گرفت کی ماہیت واضح ہوتی ہے (فصل ۱۵)۔

گرفت کے تغیر کے اسباب کسی عنصر کی گرفت کا تغیر طبیعی یا کیمیائی اسباب کے باعث ہوتا ہے۔ فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کو گرم کرنے پر یہ فاسفورس ٹرائی کلورائیڈ میں تحلیل ہوتا ہے۔ $PCl_5 = PCl_3 + Cl_2$، مرکیورس آکسائیڈ روشنی میں مرکیورک آکسائیڈ میں تبدیل ہوتا ہے۔ $Hg_2O = HgO + Hg$، مینگنس سلفیٹ (دو گرفتا مینگنیز) کے ترشئی محلول کی برق پاشیدگی سے پر مینگانک ترشہ (سات گرفتا مینگنیز) بنتا ہے۔ ان مثالوں سے گرفت پر طبیعی اسباب کا اثر واضح ہے۔

بسا اوقات کیمیائی تغیرات سے عنصر کی گرفت میں تبدیلی ہوتی ہے۔ ان میں سب سے اہم تکسید و تحویل کے عمل ہیں۔

تکسید و تحویل جب آکسیجن کسی عنصر سے ترکیب کھاتی ہے تو اس عمل کو تکسید (آکسیڈیشن) کہتے ہیں۔ کسی عنصر سے ہائیڈروجن ترکیب کھاتی ہے تو یہ تحویل کا عمل کہلاتا ہے

مثلاً (۱) $2Mg + O_2 = 2MgO$ (۲) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$

ان تعاملات میں میگنیشیم کی تکسید ہوتی ہے اور کلورین کی تحویل۔

کسی مرکب میں آکسیجن کا اضافہ یا مرکب سے ہائیڈروجن کی علیحدگی بھی تکسید کے مترادف ہے۔ اسی طرح مرکبات میں ہائیڈروجن کا اضافہ یا آکسیجن کی کمی تحویل کی تعریف میں داخل ہے چنانچہ تعامل $H_2S + 2O_2 = H_2SO_4$ میں آکسیجن کے اضافہ کے باعث ہائیڈروجن سلفائیڈ کی تکسید ہوتی ہے اور تعامل $2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$ میں ہائیڈروجن کی علیحدگی کے باعث ہائیڈروجن سلفائیڈ کی تکسید ہوتی ہے لیکن

تعامل $Fe_2O_3 + H_2 = 2FeO + H_2O$ میں فیرک آکسائیڈ سے آکسیجن کا ایک جوہر نکل جاتا ہے اور اس کی تحویل ہوتی ہے۔ نیز تعامل $H_2SO_3 + H_2O + I_2 = H_2SO_4 + 2HI$ میں آئیوڈین، ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ میں تبدیل ہو گئی یعنی ہائیڈروجن کا اضافہ ہوا۔ اور یہ کہا جاتا ہے کہ آئیوڈین کی تحویل واقع ہوئی۔

تکسید و تحویل کے مفہوم کو اب زیادہ وسیع کر دیا گیا ہے۔ تکسید کے عمل میں آکسیجن کے علاوہ کوئی اور ادھاتی حصہ لے سکتی ہے مثلاً تعاملات $Fe + S = FeS$ اور $2FeCl_2 + Cl_2 = 2FeCl_3$ میں گندک لوہے کی اور کلورین فیرس کلورائیڈ کی تکسید کرتی ہے۔ پس تکسید سے مراد مرکب میں ادھاتی عنصر کا داخلہ یا بیشی اور دھاتی عنصر کی علیحدگی یا کمی ہے۔ تحویل اس کے برعکس عمل ہے۔

تکسید و تحویل کی بڑی خصوصیت یہ ہے کہ اس میں گرفت کی تبدیلی ہوتی ہے۔ چنانچہ آزاد یا غیر ترکیب شدہ حالت میں تانبے کی گرفتیں استعمال میں نہیں ہوتیں اور ہم اس کی گرفت کو صفر کی قیمت دے سکتے ہیں لیکن جب تانبا کلورین سے ترکیب کھاتا ہے تو مرکب کاپر کلورائیڈ $(CuCl_2)$ بنتا ہے جس میں تانبے کی گرفت ۲ ہوتی ہے۔ پس تانبے کی تکسید سے اس کی گرفت میں اضافہ ہوتا ہے اسی طرح جب فیرس کلورائیڈ $(FeCl_2)$ سے فیرک کلورائیڈ $(FeCl_3)$ بنتا ہے تو لوہے کی گرفت میں اکائی کا اضافہ ہوتا ہے۔ اب ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ مرکب پر غور کرو۔ اس میں آئیوڈین کی گرفت ۱ ہوتی ہے۔ اس مرکب کی تکسید سے آئیوڈین آزاد ہوتی ہے $4HI + O_2 = 2H_2O + 2I_2$، لیکن آزاد حالت میں عنصر کی گرفت صفر قرار دی جاتی ہے۔ اس طرح تکسید کے عمل سے آئیوڈین کی گرفت کم ہو گئی۔ پس یہ کہا جا سکتا ہے کہ تکسید کے عمل میں دھاتی عنصر کی گرفت بڑھتی ہے اور ادھاتی عنصر کی گرفت

کم ہو جاتی ہے۔ تحویل میں اس کے برخلاف عمل ہوتا ہے۔

تکسید و تحویل کے عمل بالعموم ساتھ ساتھ واقع ہوتے ہیں جہاں ایک شئے کی تکسید ہوتی ہے وہاں دوسری شئے کی تحویل واقع ہوتی ہے۔ مثلاً تعامل $H_2SO_3 + H_2O_2 = H_2SO_4 + H_2O$ میں سلفیورس ترشہ کی تکسید سے سلفیورک ترشہ اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کی تحویل سے پانی بنتا ہے۔ اسی طرح تعامل $2Na_2S_2O_3 + I_2 = Na_2S_4O_6 + 2NaI$ میں سوڈیم تھایو سلفیٹ کی تکسید اور آیوڈین کی تحویل ہوتی ہے۔

جو شئے تکسید کے عمل میں حصہ لیتی ہے اس کو **تکسیدی عامل** کہتے ہیں اور جو شئے تحویل کرتی ہے اس کو **محول** کہتے ہیں۔ ابھی ابھی جن تعاملات کا ذکر کیا گیا ان میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ (جو اپنی آکسیجن دوسری شئے کی تکسید میں صرف کرتا ہے) اور آیوڈین (جو سوڈیم تھایو سلفیٹ سے دھاتی جز کو کم کرتی ہے) تکسیدی عامل ہیں۔ اور سلفیورس ترشہ (جو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ سے آکسیجن کو نکال لیتا ہے) اور سوڈیم تھایو سلفیٹ (جو اپنا دھاتی جز خارج کرتا ہے) محول ہیں۔ محول شئے تکسید پذیر ہوتی ہے اور تکسید کے عمل کو قبول کر لیتی ہے۔ مشہور تکسیدی عامل پوٹاسیم پرمینگانیٹ، پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ، ہائیڈروجن پر آکسائیڈ، رنگ کٹ سفوف، کلورینی پانی وغیرہ ہیں۔ محول اشیاء کی مثالیں اسٹانس نمک، فیرس نمک، سوڈیم تھایو سلفیٹ، کوئلہ اور جستی غبار وغیرہ ہیں۔

احتراق تکسید کی ایک خاص صورت احتراق ہے۔ جس میں حرارت اور روشنی بھی خارج ہوتی ہے۔ اٹھارہویں صدی کے وسط تک یہ سمجھا جاتا تھا کہ ہر جلنے والی شئے کے اندر ایک احتراق پذیر مادہ ہوتا ہے جسے فلاجسٹن کہتے تھے۔ جلنے کے عمل میں یہ مادہ شئے سے خارج

ہوتا ہے اس کو فلاجسٹن کا نظریہ کہتے ہیں۔ یہ نظریہ اٹھارہویں صدی کے نصف اول تک مقبول رہا۔

فلاجسٹن کے نظریہ کی رو سے جب دھات ہوا میں جلتی ہے تو فلاجسٹن خارج ہوتا ہے اور راکھ (یعنی آکسائیڈ) بچتی ہے۔ Metal = Calx + Phlogiston

اس بناء پر جلنے کے بعد دھات کے وزن میں کمی واقع ہونی چاہئے لیکن لیوازئے (۱۷۷۲) کو تجربات سے معلوم ہوا کہ دھات کے جلنے کے بعد اس کے وزن میں اضافہ ہوتا ہے اس بناء پر اس نے یہ خیال کیا کہ جلنے کے عمل میں دھات کسی اور شئے سے ترکیب کھاتی ہے۔ اور غالباً ہوا کا کوئی جزو اس میں حصہ لیتا ہے۔ جب پریسٹلی نے آکسیجن کا انکشاف کیا تو لیوازئے نے بتایا کہ یہ شئے ہوا میں موجود رہتی ہے اور جلنے کے عمل میں دھات آکسیجن سے ترکیب کھاتی ہے۔ Metal + Oxygen = Oxide of Metal

بعد ازاں لیوازئے نے تجربات سے ثابت کیا کہ جلنے کے بعد دھات کے وزن میں جو اضافہ ہوتا ہے وہ اس آکسیجن کے وزن کے برابر ہوتا ہے جو ہوا سے جذب ہوتی ہے۔

اسی بناء پر لیوازئے نے یہ نظریہ پیش کیا کہ احتراق کے عمل میں جلنے والی شئے آکسیجن سے ترکیب کھاتی ہے۔

تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ احتراق کے عمل میں محض آکسیجن کی موجودگی ضروری نہیں بلکہ یہ عمل کلورین وغیرہ کی موجودگی میں بھی ہوتا ہے۔ احتراق کی بالعموم یوں تعریف کی جاتی ہے

ایسا کیمیائی عمل جس میں حرارت و نور کا اخراج ہو۔ احتراق کہلاتا ہے۔

جو شئے جلتی ہے وہ احتراق پذیر کہلاتی ہے اور جلنے میں جو شئے مدد دیتی ہے احتراق انگیز ہوتی ہے چنانچہ لکڑی، کوئلہ، ہائیڈروجن اور کاربن مانو آکسائیڈ احتراق پذیر اشیاء ہیں۔ آکسیجن

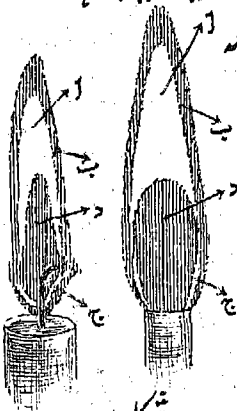
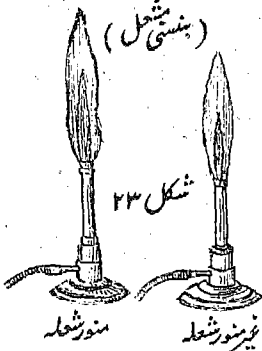
نائٹرس آکسائیڈ اور ہوا احتراق انگیز ہیں۔ تاہم یہ اصطلاحات محض اضافی ہیں۔
احتراق کا عمل ہر تپش پر واقع نہیں ہوتا بلکہ شئے کو ایک خاص تپش تک گرم کرنا ضروری ہوتا ہے۔ وہ تپش جس پر احتراق کا عمل شروع ہوتا ہے نقطۂ اشتعال کہلاتی ہے۔ ہر احتراق پذیر شئے کا خاص نقطۂ اشتعال ہوتا ہے۔ اگر اشتعال کا نقطہ کمرہ کی تپش سے پست ہو تو شئے کو ہوا میں کھلا رکھنے پر یہ خود بخود جلتی ہے۔ فاسفورس اور فاسفین میں یہی خاصیت پائی جاتی ہے۔ نقطۂ اشتعال سے مراد وہ تپش نہیں جس پر تعامل شروع ہوتا ہے بلکہ تعامل کا آغاز اس سے بہت پہلے ہوتا ہے۔ البتہ اس کی رفتار نہایت سست ہوتی ہے اور نقطۂ اشتعال پر یہ نہایت تیز ہو جاتی ہے جس کے باعث تعامل احتراق کی شکل اختیار کر لیتا ہے۔ اب اگر احتراق کرنیوالی شئے کی تپش نقطۂ اشتعال سے پست کر دیجائے تو احتراق کا عمل موقوف ہو جاتا ہے۔ اس کی تصدیق تجربہ سے ہوتی ہے۔ جلتی ہوئی مشعل پر تانبے کی جالی رکھدیں تو شعلہ بجھ جاتا ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ تانبا حرارت کے لئے موصل ہوتا ہے اور شعلہ کی حرارت کو فوراً اپنے جسم میں پھیلاتا ہے جس سے شعلہ کی تپش نقطۂ اشتعال سے کم تر ہو جاتی ہے اور یہ بجھ جاتا ہے۔ لیکن اگر تانبے کی جالی کو سرخی تک گرم کر کے جلتی مشعل پر رکھیں تو مشعل بدستور جلتی رہتی ہے۔ ہر شئے کے احتراق سے حرارت کی ایک خاص مقدار خارج ہوتی ہے (فصل ۱۲) جسے حرارہ پیما سے پیمائش کر سکتے ہیں۔ کسی شئے کی سست تکسید میں حرارت کی اتنی ہی قدر مقدار خارج ہوتی ہے جو اس کے احتراق سے خارج ہوتی ہے۔ اگر تکسید کا عمل سست ہو اور شئے ہوا میں کھلی ہو تو تکسید سے خارج ہونیوالی حرارت فضا میں منتشر ہو جاتی ہے اور شئے کی تپش میں قابل لحاظ اضافہ

نہیں ہوتا لیکن اگر شئے حرارت کے لئے ناقص موصل ہو اور حرارت کو فضا میں منتشر ہونے کا موقع نہ ملے تو تپش میں اضافہ ہوتا ہے۔ آخر کار یہ شئے کے نقطۂ اشتعال تک پہنچ جاتی ہے۔ اور شئے خود بخود جلنے لگتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ گھاس کی گنجی میں بعض وقت آگ لگ جاتی ہے۔

شعلہ احتراق کے نتیجہ کے طور پر شعلہ نمودار ہوتا ہے۔ شعلہ اس منطقہ پر مشتمل ہوتا ہے جہاں گیسوں کا تعامل حرارت و نور کے اخراج کے ساتھ واقع ہوتا ہے۔ شعلہ یا تو منور ہوتا ہے یا غیر منور۔ شعلہ کی تنویر کا باعث ٹھوس ذرات کی موجودگی ہے۔

شعلہ کی ساخت مختلف اشیاء کے شعلوں کی ساخت مختلف ہوتی ہے۔ چنانچہ ہائیڈروجن یا کاربن مانا آکسائیڈ کا شعلہ نہایت سادہ ہوتا ہے اس کے دو حصے ہوتے ہیں ایک حصہ اندرونی مخروط پر مشتمل ہوتا ہے جس میں بن جلی گیس ہوتی ہے۔ دوسرا بیرونی مخروط جہاں کیمیائی عمل $2H_2+O_2=2H_2O$ یا $2CO+O_2=2CO_2$ واقع ہوتا ہے۔ امونیا کو آکسیجن میں جلانے پر جو شعلہ حاصل ہوتا ہے اس کے تین قطعے ہوتے ہیں۔ اندرونی قطعہ میں بن جلی گیس ہوتی ہے۔ اس کے اطراف زرد مخروط ہوتا ہے جہاں امونیا کی تحلیل کا عمل ($2NH_3=N_2+3H_2$) واقع ہوتا ہے اور بیرونی قطعہ کا رنگ ہلکا نیلگوں ہوتا ہے اور یہاں ہائیڈروجن جلتی ہے۔

ہائیڈروکاربنز کے جلنے سے جو شعلہ حاصل ہوتا ہے وہ زیادہ پیچیدہ ہوتا ہے اور چار قطعات پر مشتمل ہوتا ہے۔ موم بتی اور کوئلہ کی گیس کے شعلے اسی قسم کے ہوتے ہیں۔ موم بتی میں جلنے والی شئے موم ہوتی ہے جو کاربن کے مرکبات پر مشتمل ہوتی ہے۔ جب بتی کو سلگاتے ہیں تو موم پگھلتی ہے اور شعری عمل کے باعث بتی میں اوپر چڑھتی ہے جہاں یہ

بخارات میں تبدیل ہو کر جلتی ہے۔ کوئلہ کی گیس کو بنسنی مشعل میں جلایا جاتا ہے۔

موم بتی کا شعلہ اور بنسنی مشعل کا منور شعلہ ۴ حصوں پر مشتمل ہوتا ہے (شکل ۲۲)۔ (۱) تاریک مرکزی حصہ (د) جس میں بن جلی گیسوں کے ذرات ہوتے ہیں۔ اس میں احتراق کا عمل مطلق واقع نہیں ہوتا۔ کیونکہ گیسوں کو ہوا سے اتصال کا موقع نہیں ملتا۔ (۲) اس سے اوپر ایک مخروطی قطعہ (ا) ہوتا ہے یہ منور ہوتا ہے اور اس کا رنگ زرد ہوتا ہے۔ شعلہ کا بڑا رقبہ اسی پر مشتمل ہوتا ہے۔ یہاں گیسوں کی جزوی تکسید ہوتی ہے اور کاربن مانا آکسائیڈ" آبی بخار اور ٹھوس کاربن کے ذرات پائے جاتے ہیں جن کے باعث یہ قطعہ منور ہوتا ہے۔ (۳) کمزور منور بیرونی قطعہ (ب) یہ تمام شعلہ کے اطراف ہوتا ہے۔ یہاں مکمل احتراق ہوتا ہے اور کاربن مانا آکسائیڈ" ہائیڈروجن اور کاربن کی مکمل تکسید ہوتی ہے۔ اس حصہ کی تپش دیگر تمام حصوں سے بلند ہوتی ہے۔ (۴) ایک چھوٹا قطعہ ج جو شعلہ کے قاعدہ کے پاس ہوتا ہے یہ نیلگوں اور غیر منور ہوتا ہے۔ نیلگوں رنگ کاربن مانا آکسائیڈ کے احتراق کے باعث ہوتا ہے۔ بنسنی مشعل سے منور شعلہ اس وقت حاصل ہوتا ہے جب مشعل کے ہوا کے سوراخ بند کر دیئے جائیں لیکن ہوا کے سوراخ کھلے ہوں تو غیر منور شعلہ بنتا ہے (شکل ۲۳)

شکل ۲۲

شکل ۲۳

جو صرف دو قطعوں پر مشتمل ہوتا ہے۔ (۱) اندرونی نیلگوں قطعہ جسے محول حصہ کہتے ہیں اور (۲) بیرونی غیر منور قطعہ جسے تکسیدی حصہ کہتے ہیں۔ نیلگوں قطعہ میں کاربن مانا آکسائیڈ جلتی ہے اور دیگر اشیاء کا نامکمل احتراق ہوتا ہے جبکہ غیر منور قطعہ میں مکمل احتراق ہوتا ہے۔ شعلہ کی عدم تنویر کی وجہ ہوا کی موجودگی ہے جس سے تکسیدہ کا عمل تیز ہوتا ہے اور کاربن کے بن جلے ذرات جمع ہونے نہیں پاتے۔

خلاصہ

کسی عنصر کی گرفت ہائیڈروجن کے ان جوہروں کی تعداد کے مساوی ہوتی ہے جن سے عنصر کا ایک جوہر ترکیب کھاتا یا ہٹاتا ہے۔ عنصر کی گرفت اس کے مرکبات کے ضابطوں سے معلوم کی جا سکتی ہے۔ نیز عنصر کی گرفت = $\frac{\text{وزن جوہر}}{\text{وزن معادل}}$ ، غیر عامل گیسوں کی کوئی گرفت نہیں ہوتی۔ دیگر عناصر کی گرفتیں ۱ تا ۸ ہوتی ہیں۔ عناصر کی طرح اصلیوں کی بھی گرفتیں ہوتی ہیں۔

بعض عناصر کی گرفت متغیر ہوتی ہے اور یہ ایک سے زیادہ قسم کے مرکبات بناتے ہیں۔ اس طرح سیر شدہ اور ناسیر شدہ مرکبات بنتے ہیں۔ ہر عنصر کی ایک خاص اعظم گرفت ہوتی ہے اس سے زیادہ گرفت کے مرکبات نہیں بنتے۔

مرکبات کے خواص کے اعتبار سے عناصر کی گرفتیں دو قسم کی ہوتی ہیں۔ برقی گرفت و مشترک گرفت۔

تکسید و تحویل کے عمل میں عناصر و اصلیوں کی گرفتیں بدلتی ہیں۔ تکسید کی ایک خاص صورت احتراق ہے اور احتراق کے نتیجے کے طور پر شعلہ نمودار ہوتا ہے۔

سوالات

(۱) گرفت سے کیا مراد ہے؟ کسی عنصر کی گرفت کیونکر معلوم کی جاتی ہے؟

(۲) متغیر گرفت، اعظم گرفت، برقی گرفت و مشترک گرفت کی تعریف کرو۔

(۳) سیر شدہ و ناسیر شدہ مرکبات سے کیا مراد ہے۔ مثالیں دو۔

(۴) (ل) گرفت اور وزن جوہر میں کیا تعلق پایا جاتا ہے؟

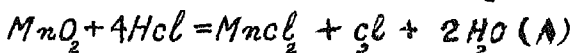
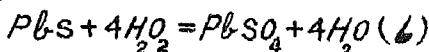
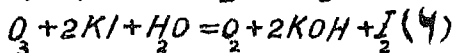
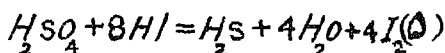
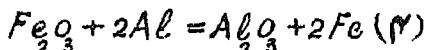
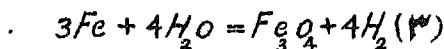
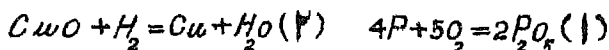
(ب) ایک کلورائیڈ میں دھات کی مقدار ۵۰ فیصد ہے۔ دھات کی حرارت نوعی ۰٫۰۶ ہے۔ دھات کی گرفت معلوم کرو۔ [۳]

(۵) حسب ذیل مرکبات کے ضابطے لکھو:۔ ایلومینیم فاسفیٹ، زنک نائٹریٹ، امونیم سلفیٹ، سٹانس کاربونیٹ، فیرس بروما‏ئیڈ، فیرک فاسفیٹ۔

(۶) دھات کے ۱۶۰٫۵ گرام کو آکسیجن کی رو میں گرم کرنے پر ۱۶۵ گرام آکسائیڈ حاصل ہوا اگر دھات کی حرارت نوعی ۰٫۱۱۳۸ ہو تو اس کی گرفت معلوم کرو۔ [۳]

(۷) حسب ذیل مرکبات میں عناصر اور اصلیوں کی گرفتیں بتاؤ۔ سوڈیم کلورائیڈ ($NaCl$)، سوڈیم آئیوڈائیڈ (NaI)، سوڈیم آکسیلیٹ ($Na_2\overline{C_2O_4}$)، سوڈیم ایسیٹیٹ ($Na\overline{C_2H_3O_2}$)، سوڈیم فارمیٹ ($Na\overline{HCO_2}$)، سوڈیم بائی کاربونیٹ ($Na\overline{HCO_3}$)، سوڈیم بائی سلفیٹ ($Na\overline{HSO_4}$)، ترشئی سوڈیم فاسفیٹ ($Na_2\overline{HPO_4}$)، سوڈیم بوریٹ ($Na_3\overline{BO_3}$)، سوڈیم پائیرو بوریٹ ($Na_2B_4O_7$)۔

(۸) تکسید و تحویل کے متعلق تمہیں جو کچھ معلوم ہو لکھو۔

(۹) حسب ذیل تعاملات میں تکسیدی عامل اور محول اشیاء کے نام بتاؤ۔

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5 \quad (۱)$$
$$CwO + H_2 = Cu + H_2O \quad (۲)$$
$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2 \quad (۳)$$
$$Fe_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Fe \quad (۴)$$
$$H_2SO_4 + 8HI = H_2S + 4H_2O + 4I_2 \quad (۵)$$
$$O_3 + 2KI + H_2O = O_2 + 2KOH + I_2 \quad (۶)$$
$$PbS + 4H_2O_2 = PbSO_4 + 4H_2O \quad (۷)$$
$$MnO_2 + 4Hcl = Mncl_2 + cl_2 + 2H_2O \quad (۸)$$

(۱۰) (أ) سلیکان کا وزن جوہر ۲۸٫۱ ، یہ عنصر چوگرفتا ہے اس کا وزن معادل معلوم کرو۔
[۷٫۰۲]

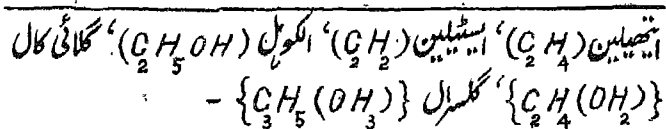
(ب) سلیکان کے آکسائیڈ کا ضابطہ لکھو اور اس مرکب میں سلیکان کی فی صد مقدار محسوب کرو۔ [۴۶٫۷]

(۱۱) ایک چوگرفتا عنصر کے ایک گرام کو آکسیجن میں گرم کرنے سے اس کے وزن میں ۰٫۲۷ گرام کا اضافہ ہوتا ہے۔ عنصر کا وزن جوہر معلوم کرو۔ [۱۱۸٫۵]

(۱۲) اینٹیمنی (Sb) سے تین آکسائیڈز بنتے ہیں۔ جن میں اینٹیمنی کی مقدار ۸۳٫۳۵٪ ، ۷۸٫۹۸٪ اور ۷۵٫۰۳٪ ہوتی ہے۔ اینٹیمنی کی حرارت نوعی ۰٫۰۵۰۸ ہے، اینٹیمنی کا اوسط وزن جوہر معلوم کرو۔ تینوں آکسائیڈز میں اینٹیمنی کی گرفت بتاؤ اور ان آکسائیڈز کے ضابطے لکھو۔ [۱۲۰٫۴]

(۱۳) احتراق اور شعلہ کے متعلق تمہیں جو کچھ معلوم ہو لکھو۔

(۱۴) حسب ذیل مرکبات کے ساخت نما ضابطے لکھو:- ایتھین (C_2H_6)،

اتھیلین (C_2H_4)، ایسٹیلین (C_2H_2)، الکوہل (C_2H_5OH)، گلائی کال $\{C_2H_4(OH_2)\}$، گلسرال $\{C_3H_5(OH_3)\}$ -

فصل (۸)

کیمیائی ضابطے مساواتیں اور مرکبات کے اوزان معادل

کسی مرکب کا ضابطہ اس کی کیفی و کمی خصوصیات کا حامل ہوتا ہے۔ مثلاً HCl سے نہ صرف ہائیڈروجن اور کلورین کا مرکب مراد ہے بلکہ یہ ہائیڈروجن کلورائیڈ کے ایک سالمہ کو تعبیر کرتا ہے جس میں ہائیڈروجن کا ایک جوہر اور کلورین کا ایک جوہر ترکیب شدہ ہوتے ہیں اور یہ معلوم ہوتا ہے کہ ایک گرام ہائیڈروجن اور ۳۵٫۵ گرام کلورین کی ترکیب سے ۳۶٫۵ گرام ہائیڈروجن کلورائیڈ بنتا ہے۔ بالفاظ دیگر ہائیڈروجن کلورائیڈ کے ۱۰۰ حصوں میں $\frac{۱\times۱۰۰}{۳۶٫۵}$ = ۲٫۷۴ حصے ہائیڈروجن اور $\frac{۳۵٫۵\times۱۰۰}{۳۶٫۵}$ = ۹۷٫۲۶ حصے کلورین ہوتی ہے۔ یعنی ہائیڈروجن کلورائیڈ کی فی صد ترکیب ۲٫۷۴٪ ہائیڈروجن اور ۹۷٫۲۶٪ کلورین ہوتی ہے۔ اسی طرح بنزین کے ضابطہ C_6H_6 کی مدد سے اس کی فی صد ترکیب محسوب کر سکتے ہیں چونکہ ہائیڈروجن اور کاربن کے اوزان جوہرا ۱ اور ۱۲ ہیں اس لئے بنزین کا سالمی وزن = ہائیڈروجن کا وزن + کاربن کا وزن = (۶×۱) + (۶×۱۲) = ۷۸ ہوتا ہے۔ اور اس میں ہائیڈروجن کی فی صد مقدار = $\frac{۶\times۱۰۰}{۷۸}$ = ۷٫۷۲٪ اور کاربن کی فی صد مقدار = $\frac{۷۲\times۱۰۰}{۷۸}$ = ۹۲٫۲۸٪ ہوتی ہے۔

اس قسم کے حسابات میں حسب ذیل اصولوں سے مدد لی جاتی ہے :-

(۱) مرکب کا وزن ترکیبی عناصر کے اوزان کا حاصل جمع ہوتا ہے (بقائے مادہ کا کلیہ)
چنانچہ کسی مرکب کے سالمہ میں دو عناصر کی مقداریں = $و_۱$، $و_۲$ ہوں تو مرکب کا سالمی وزن
س = $و_۱ + و_۲$ ہوتا ہے۔

(۲) مرکب میں کسی عنصر کی مقدار اس کے جوہروں کی تعداد اور وزن جوہر کے حاصل ضرب کے برابر ہوتی ہے (نظریہ جوہر)۔

کسی مرکب میں عنصر کی مقدار $و_۱$ ہو۔ اس کا وزن جوہر $ا_۱$ اور اس کے جواہر کی تعداد $ع_۱$ ہو تو $و_۱ = ع_۱ ا_۱$، اسی طرح دوسرے عنصر کی مقدار $و_۲ = ع_۲ ا_۲$، پس مرکب کے سالمی وزن اور جواہر کی تعداد میں یہ رشتہ ہوتا ہے، س = $ع_۱ ا_۱ + ع_۲ ا_۲$

سالمی ضابطہ جس طرح مرکب کے سالمی ضابطہ سے اس میں عناصر کا فی صد تناسب معلوم کرنا آسان ہے اسی طرح مرکب کی فی صد ترکیب اور سالمی وزن معلوم ہو تو اس کا سالمی ضابطہ معلوم کر سکتے ہیں۔ مثلاً ایسیٹیلین کی فی صد ترکیب ۹۲٫۳۸۲ اور ہائیڈروجن = ۷٫۶۱۸ ہوتی ہے اور اس کا سالمی وزن = ۲۶ ہے۔

مرکب کے ایک سالمہ میں کاربن کی مقدار = $\frac{۹۲٫۳۸۲}{۱۰۰} \times ۲۶$ = ۲۳٫۹۹

اور مرکب کے ایک سالمہ میں ہائیڈروجن کی مقدار = $\frac{۷٫۶۱۸}{۱۰۰} \times ۲۶$ = ۲٫۰۰

اب چونکہ مرکب میں کسی عنصر کی مقدار = عنصر کے جوہروں کی تعداد × عنصر کا وزن جوہر

∴ ایسیٹیلین کے ایک سالمہ میں کاربن کے جوہروں کی تعداد = $\frac{۲۳٫۹۹}{۱۲}$ = ۲ اور

ہائیڈروجن کے جوہروں کی تعداد = $\frac{۲٫۰۰}{۱}$ = ۲ ہوتی ہے۔ پس ایسیٹیلین کا سالمی ضابطہ C_2H_2 ہے۔

مندرجہ مثال سے عیاں ہے کہ کسی مرکب کا سالمی ضابطہ دریافت کرنا ہو تو تجربہ سے

اس کے سالمی وزن اور فی صد ترکیب کی تخمین ضروری ہے - بعدازاں حساب کا طریقہ یہ ہوتا ہے :- (۱) مرکب کے ایک سالمہ (یا سالمی وزن) میں ہر عنصر کی مقدار محسوب کیجاتی ہے - اور (۲) عناصر کی اس طرح حاصل کی ہوئی مقداروں کو ان کے وزن جوہر سے تقسیم کرکے ہر عنصر کے جوہروں کی تعداد معلوم کی جاتی ہے - ان کو یکجا لکھنے پر مرکب کا سالمی ضابطہ حاصل ہوتا ہے -

امتحانی ضابطہ اگر کسی مرکب کا سالمی وزن معلوم نہ ہو اور صرف فی صد ترکیب معلوم ہو تو مرکب کا سادہ ضابطہ حاصل کرسکتے ہیں - جسے **امتحانی ضابطہ** کہتے ہیں - اس سے مرکب کے سالمہ میں عناصر کے جوہروں کی اضافی تعداد معلوم ہوتی ہے - جواہر کی حقیقی تعداد معلوم نہیں ہوتی چنانچہ الکوہل کی تشریح سے معلوم ہوتا ہے کہ اس میں کاربن ۵۲٫۶٪ ہائیڈروجن ۱۳٪ اور آکسیجن ۳۴٫۸٪ ہوتی ہے - اب چونکہ مرکب کا سالمی وزن معلوم نہیں اس لئے اس کے ۱۰۰ حصوں میں عناصر کے جوہروں کی تعداد محسوب کیجاتی ہے -

کاربن = $\frac{۵۲٫۶}{۱۲}$ = ۴٫۳۵ ' ہائیڈروجن = $\frac{۱۳}{۱}$ = ۱۳ ' آکسیجن = $\frac{۳۴٫۸}{۱۶}$ = ۲٫۱۷ ' جس سے الکوہل میں عناصر کے جوہروں کا تناسب ۴٫۳۵ : ۱۳ : ۲٫۱۷ حاصل ہوتا ہے لیکن نظریہ جوہر کی رو سے ترکیبی جوہروں کے مابین صحیح اعداد کی نسبتیں ہونی چاہئیں - اس لئے ان تناسبوں میں سب سے چھوٹے عدد سے دوسرے اعداد کو تقسیم کیا جاتا ہے جس سے آکسیجن = ۱ ' کاربن = ۲ ' ہائیڈروجن = ۶ حاصل ہوتے ہیں - یہ اعداد مرکب کے سالمہ میں مختلف جوہروں کی اضافی تعداد کو ظاہر کرتے ہیں اور الکوہل کا امتحانی ضابطہ C_2H_6O ہے -

امتحانی ضابطہ معلوم کرنے کے لئے (۱) ہر عنصر کی فی صد مقدار کو وزن جوہر سے

تقسیم کرکے عناصر کے جوہروں کا تناسب معلوم کرو۔ (۲) سب سے چھوٹے عدد سے دیگر اعداد کو تقسیم کرکے جوہروں کی اضافی تعداد حاصل کرو۔ (۳) اگر جوہروں کی اضافی تعداد کسروں پہ مشتمل ہو تو کسی موزوں ضعف سے ضرب دو۔

مثال۔ گلسرین میں کاربن ۳۹٫۶۱٪، ہائیڈروجن ۸٫۶۷٪، آکسیجن ۵۲٫۶۲٪ ہوتی ہے۔ اس کا امتحانی ضابطہ معلوم کرو۔

عنصر	عنصر کا فی صد وزن	جواہر کی تعداد (فی صد وزن / وزن جوہر)	جواہر کی اضافی تعداد (عنصر کے جواہر کی تعداد / سب سے کم تعداد والے جواہر)	امتحانی ضابطہ
(۱) کاربن	۳۹٫۶۱	$\frac{۳۹٫۶۱}{۱۲}$ = ۳٫۳۰	۱	$C_1H_{2.67}O_1$
(۲) ہائیڈروجن	۸٫۶۷	$\frac{۸٫۶۷}{۱}$ = ۸٫۶۷	۲٫۶۷	$C_3H_8O_3$ =
(۳) آکسیجن	۵۲٫۶۲	$\frac{۵۲٫۶۲}{۱۶}$ = ۳٫۳۰	۱	

مرکب کا سالمی ضابطہ اس کا حقیقی ضابطہ ہوتا ہے۔ اس سے مرکب کے سالمہ میں عناصر کے جوہروں کی حقیقی تعداد معلوم ہوتی ہے۔ محض 'ضابطہ' کہنے سے سالمی ضابطہ مراد ہوتا ہے۔ امتحانی ضابطہ مرکب کی سادہ ترکیب کو ظاہر کرتا ہے۔ اس سے مرکب کے سالمہ میں عناصر کے جوہروں کی اضافی تعداد (یا جواہر کا تناسب) معلوم ہوتا ہے۔ سالمی ضابطہ اور امتحانی ضابطہ میں جو فرق ہوتا ہے۔ اس کو سمجھنے کے لئے اسیٹلین کی مثال پر دوبارہ غور کرو۔ اسیٹلین کی فی صد ترکیب (کاربن = ۹۲٫۲۸٪ اور ہائیڈروجن = ۷٫۷۲٪) کے لحاظ سے اس کا امتحانی ضابطہ CH حاصل ہوتا ہے لیکن اس کے سالمی وزن (۲۶) سے مدد لیں تو اس کا سالمی ضابطہ (C_2H_2) ہوتا ہے۔ پس سالمی ضابطہ امتحانی ضابطہ کے کسی ضعف کے برابر ہوتا ہے۔

بعض وقت ایک امتحانی ضابطہ کئی اشیاء کی سادہ ترکیب کو ظاہر کرتا ہے۔ مثلاً بنزین (C_6H_6) اور اسیٹلین (C_2H_2) کے امتحانی ضابطے ایک ہوتے ہیں۔ بنزفارم الڈیہائیڈ (CH_2O)، ایسٹک ترشہ ($C_2H_4O_2$) اور انگوری شکر ($C_6H_{12}O_6$) کا امتحانی ضابطہ (CH_2O) ہوتا ہے اور ان کے سالمی ضابطوں کو $(CH_2O)_n$ لکھا جا سکتا ہے۔ جہاں n = ایک ضعف ہے۔ وزن سالمہ معلوم ہو تو اس کو امتحانی ضابطے کے وزن سے تقسیم کرنے پر یہ ضعف حاصل ہو جاتا ہے۔ پس امتحانی ضابطہ کی مدد سے بھی سالمی ضابطہ معلوم کیا جا سکتا ہے۔

مثال - ایک نامیاتی مرکب میں کاربن ۱۲٫۸، ہائیڈروجن ۲٫۱، برومین ۸۵٫۱% پائی جاتی ہے۔ مرکب کی بخاری کثافت ۹۲٫۵ ہے۔ اس کا سالمی ضابطہ بتاؤ۔

کاربن = $\frac{۱۲٫۸}{۱۲}$ = ۱٫۰۷، ہائیڈروجن = $\frac{۲٫۱}{۱}$ = ۲٫۱، برومین = $\frac{۸۵٫۱}{۸۰}$ = ۱٫۰۶، عناصر کے جوہروں کی اضافی تعداد - کاربن = ۱، ہائیڈروجن = ۲، برومین = ۱ ہے -

مرکب کا امتحانی ضابطہ = CH_2Br اور سالمی ضابطہ $(CH_2Br)_n$ ہوتا ہے۔

n = $\frac{\text{سالمی ضابطہ کا وزن (یا سالمی وزن)}}{\text{امتحانی ضابطہ کا وزن}}$ = $\frac{۹۲٫۵ \times ۲}{۹۴}$ = ۲ (تقریباً)

پس مرکب کا سالمی ضابطہ $(CH_2Br)_2$ یا $C_2H_4Br_2$

جن اشیاء کا سالمی وزن معلوم نہیں کیا جا سکتا ان کے سادہ (یا امتحانی) ضابطے ہی حقیقی (یا سالمی) ضابطوں کے طور پر استعمال کئے جاتے ہیں۔ مثلاً کیلسیم کاربونیٹ کی تشریح سے اس کا امتحانی ضابطہ $CaCO_3$ حاصل ہوتا ہے۔ اس کا سالمی ضابطہ بھی

اسی کو قرار دیا جاتا ہے۔

معدنی کا ضابطہ معدنی کی صورت میں عناصر کی فی صد مقدار معلوم کرنے کے بجائے عموماً آکسائیڈز کی فی صد مقدار معلوم کی جاتی ہے۔ ان آکسائیڈز کو عناصر کے مماثل تصور کر کے ضابطہ محسوب کیا جاتا ہے۔

مثال - ایک معدنی کی فی صد ترکیب حسب ذیل ہے :- MgO = ۲۳٫۴۸، FeO = ۴۱٫۶۷ اور SiO_2 = ۳۴٫۶۷ - اس کا سادہ ضابطہ معلوم کرو -

ہر آکسائیڈ کو اس کے سالمی وزن سے تقسیم کرنے پر MgO = ۲۳٫۴۸/۴۰ = ۰٫۵۸۹

FeO = ۴۱٫۶۷/۷۲ = ۰٫۵۸، SiO_2 = ۳۴٫۶۷/۶۰ = ۰٫۵۷۸،

سب سے چھوٹے عدد (۰٫۵۷۸) سے دیگر اعداد کو تقسیم کرنے پر SiO_2 = ۱،

FeO = ۱، MgO = ۱، یعنی معدنی کا ضابطہ MgO, FeO, SiO_2 یا $MgFeSiO_4$ ہوتا ہے۔

کیمیائی مساواتیں کیمیائی مساوات میں متعامل اشیاء اور تعاملی حاصلوں کو ایک جبری مساوات کے طور پر ظاہر کیا جاتا ہے۔ اس مساوات کے دونوں طرف جواہر کی مساوی تعداد ہوتی ہے۔ کیمیائی مساوات سے نہ صرف تعامل میں حصہ لینے والی اور پیدا ہونے والی اشیاء کی نوعیت معلوم ہوتی ہے بلکہ ان کے وزنی رشتے بھی معلوم ہو جاتے ہیں۔ مثلاً $2Na + Cl_2 = 2NaCl$

اس مساوات سے ظاہر ہوتا ہے کہ ۲×۲۳ گرام سوڈیم ۲×۳۵٫۵ گرام کلورین سے ترکیب کھا کر ۲ (۲۳ + ۳۵٫۵) = ۲×۵۸٫۵ گرام سوڈیم کلورائیڈ بناتی ہے۔ نیز ایک اور مساوات پر غور کرو $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$ اس سے

معلوم ہوتا ہے کہ (۱) بعض حالات میں جست اور سلفیورک ترشہ کا تعامل اس طرح ہوتا ہے کہ جست ترشہ کی ہائیڈروجن کو ہٹا کر خود اس کی جگہ لیتی ہے۔ (۲) جست کا ایک جوہر اور سلفیورک ترشہ کا ایک سالمہ تعامل کر کے ہائیڈروجن کا ایک سالمہ (جو دو جوہروں پر مشتمل ہوتا ہے) اور زنک سلفیٹ کا ایک سالمہ بناتے ہیں۔ (۳) جست کی گرفت ۲ ہے اور سلفیٹ اصلیہ کی گرفت ۲ ہے۔ (۴) جست کے ۶۵ اوزان سلفیورک ترشہ کے ۹۸ اوزان سے تعامل کر کے زنک سلفیٹ کے ۱۶۱ اوزان اور ہائیڈروجن کے ۲ اوزان بناتے ہیں۔

گیسی اشیاء کا تعامل پیش نظر ہو تو کیمیائی مساوات سے کیفی اور وزنی رشتوں کے علاوہ حجمی رشتے بھی معلوم ہوتے ہیں۔ مثلاً $N_2 + O_2 = 2NO$ اس مساوات سے معلوم ہوتا ہے کہ ۲۸ گرام (یا ۲ جواہر) نائٹروجن، آکسیجن کے ۳۲ گرام (یا ۲ جواہر) سے ترکیب کھا کر نائٹرک آکسائیڈ کے ۶۰ گرام (یا ۲ سالمات) بناتی ہے۔ نیز تعامل میں نائٹروجن کے ایک حجم اور آکسیجن کے ایک حجم سے نائٹرک آکسائیڈ گیس کے ۲ حجم بنتے ہیں۔

گو کہ کیمیائی مساوات سے تعامل میں حصہ لینے والی اشیاء کے وزنی (اور بعض وقت حجمی) رشتے واضح ہو جاتے ہیں۔ تاہم کیمیائی مساوات سے یہ نہیں معلوم ہوتا کہ کیمیائی تعامل کن حالات میں واقع ہوتا ہے اور تعامل کی رفتار کیا ہے۔

یہ امر ذہن نشین کر لینا ضروری ہے کہ کیمیائی مساوات حقیقی تعامل کی توضیح کرتی ہے اور دونوں طرف جواہر کی مساوی تعداد لکھنے سے کیمیائی مساوات نہیں بنتی مثلاً $CaCO_3 = CaC + O_3$ کو کیمیائی مساوات کہنا غلط ہے کیونکہ کسی تجربہ سے اب تک یہ معلوم نہیں ہوا کہ کیلسیم کاربونیٹ کی تحلیل سے کیلسیم کاربائیڈ اور اوزون حاصل

ہوتے ہیں۔ نیز کیلشیم کاربائیڈ کا ضابطہ CaC نہیں ہوتا بلکہ CaC_2 ہوتا ہے۔

۷ **مساوات کا بنانا** کسی تعامل کی مساوات بنانے کے لئے یہ معلوم ہونا ضروری ہے کہ تعامل میں حصہ لینے والی اور تعامل سے بننے والی اشیاء کیا ہیں۔ اور ان کے سالمی ضابطے کیا ہیں۔ بعد ازاں متعامل اشیاء کے ضابطوں کو مساوات کے بائیں جانب اور تعاملی حاصلوں کو سیدھے جانب لکھا جاتا ہے۔ پھر یہ دیکھتے ہیں کہ مساوات کے دونوں طرف جواہر کی تعداد مساوی ہے یا نہیں۔ اب اگر یہ مساوی نہ ہو تو مساوات کو متوازن کیا جاتا ہے۔ مثلاً ہائیڈروجن اور آکسیجن کی ترکیب سے پانی بنتا ہے اور ان اشیاء کے سالمی ضابطے H_2، O_2 اور H_2O ہوتے ہیں۔ تعامل کی سرسری مساوات $H_2 + O_2 = H_2O$ ہوتی ہے لیکن متوازن کرنے کے بعد صحیح مساوات $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ حاصل ہوتی ہے۔ ایک امر قابل توجہ یہ ہے کہ اس تعامل کو $H_2 + O = H_2O$ کے طور پر نہیں لکھا جاتا کیونکہ کیمیائی مساوات میں ہر شئے کو اس کے سالمی ضابطے سے تعبیر کرنا ضروری ہے۔

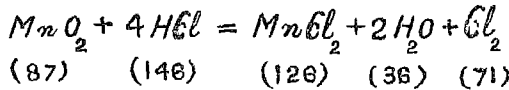
زنگ آلودگی میں لوہا (Fe)، آکسیجن (O_2) سے ترکیب کھا کر فیرک آکسائیڈ (Fe_2O_3) بناتا ہے اور تعامل کی سرسری مساوات $Fe + O_2 = Fe_2O_3$ ہوتی ہے لیکن متوازن کرنے کے بعد صحیح مساوات $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$ حاصل ہوتی ہے۔ مساوات کے متوازن کرنے کے لئے سالمی ضابطوں کے ساتھ مناسب عددی سر لگائے جاتے ہیں تاکہ مساوات کے ہر دو جانب جواہر کی تعداد مساوی ہو جائے۔ اس کیلئے سرسری اصول یہ ہے کہ تعاملی اشیاء میں سے اعلیٰ ترین سالمی ضابطے کی شئے کے لحاظ سے دیگر اشیاء کے سالمات کی تعداد معین کی جاتی ہے۔ چنانچہ مذکورہ مثال میں اعلیٰ ضابطہ کا مرکب Fe_2O_3 ہے۔ آکسیجن کے جواہر کو ۲، ۳ کے گروہ میں لینا ہو تو آکسیجن کے

کم سے کم ۳ سالمات ($3O_2$) درکار ہوتے ہیں - آکسیجن کی اس مقدار سے فیرک آکسائیڈ کی جو مقدار بن سکتی ہے وہ $2Fe_2O_3$ ہوتی ہے - اس قدر فیرک آکسائیڈ بنانے کے لئے لوہے کے چار سالمات (یا ۴ جوہر) درکار ہیں - پس صحیح مساوات $4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$ حاصل ہوتی ہے -

کیمیائی مساوات پر حسابات | جب کسی تعامل کی مساوات معلوم ہو تو متعامل اشیاء کے اوزان یا حجم بآسانی محسوب کئے جا سکتے ہیں -

مثال (۱) - مینگنیز ڈائی آکسائیڈ اور مرتکز ہائیڈرو کلورک ترشہ کا تعامل مساوات $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$ کے مطابق ہوتا ہے - ۵۰ گرام مینگنیز ڈائی آکسائیڈ کو بافراط ہائیڈرو کلورک ترشہ میں حل کرنے پر جو کلورین آزاد ہوتی ہے اس کا وزن اور حجم (ط - ت - د) پر کیا ہوگا ؟

اوزان جوہر کی فہرست سے مدد لیکر کیمیائی مساوات میں اشیاء کے اوزان درج کرو -

$$\underset{(87)}{MnO_2} + \underset{(146)}{4HCl} = \underset{(126)}{MnCl_2} + \underset{(36)}{2H_2O} + \underset{(71)}{Cl_2}$$

۸۷ گرام مینگنیز ڈائی آکسائیڈ کی تحلیل سے ۷۱ گرام کلورین آزاد ہوتی ہے - اسلئے ۵۰ گرام آکسائیڈ کی تحلیل سے $\frac{۵۰ \times ۷۱}{۸۷}$ = ۴۰٫۶۸ گرام کلورین حاصل ہوگی -

اب چونکہ ہر گیس کے ایک گرام سالمہ کا حجم (ط - ت - د) پر ۲۲٫۴ لیٹر ہوتا ہے اور کلورین کا گرام سالمہ ۷۱ گرام وزنی ہوتا ہے اس لئے خارج ہونے والی گیس کا حجم = $\frac{۲۲٫۴ \times ۴۰٫۶۸}{۷۱}$ = ۱۲٫۸۳ لیٹر یا ۱۲۰۲۷ مکعب سمر ہے -

پس ۵۰ گرام مینگنیز ڈائی آکسائیڈ کو ہائیڈرو کلورک ترشہ سے تحلیل کرنے پر

۰۶۸ء۴ گرام یا ۱۶۰۲۷ مکعب سمر (ط- ت- د) کلورین خارج ہوتی ہے۔

مثال (۲) - مینگنیز ڈائی آکسائیڈ پر ہائیڈروکلورک ترشہ کے عمل سے ہم ۵۰ گرام کلورین حاصل کرنا چاہتے ہیں۔ اگر تعامل میں ترشہ کا ۲۰٪ ارتکاز کا محلول استعمال کیا جائے تو تعامل میں ترشہ کے محلول کی کتنی مقدار درکار ہوگی۔ مینگنیز ڈائی آکسائیڈ اور ہائیڈروکلورک ترشہ کے تعامل کی مساوات

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$
$$(146) \qquad\qquad (71)$$

سے معلوم ہوتا ہے کہ ۷۱ گرام کلورین حاصل کرنے کے لئے ۱۴۶ گرام ہائیڈروکلورک ترشہ درکار ہوتا ہے۔ اور ۵۰ گرام کلورین کے لئے $\frac{۱۴۶}{۷۱} \times ۵۰ = ۱۰۲۶۸$ گرام ترشہ۔ لیکن چونکہ ترشہ کا محلول ۲۰٪ طاقتور ہے اور ۲۰ گرام ترشہ ۱۰۰ گرام محلول میں ہوتا ہے اسلئے ۱۰۲۶۸ گرام ترشہ $= \frac{۱۰۰}{۲۰} \times ۱۰۲۶۸ = ۵۱۴$ گرام محلول میں ہوتا ہے۔

مثال (۳) - ایک گرام آبیدہ بیریم کلورائیڈ کو گرم کرنے پر ۰۶۸۵۲۵ گرام نابیدہ مرکب حاصل ہوا۔ بتاؤ کہ اس کے ایک سالمہ میں پانی کے کتنے سالمے ہوتے ہیں۔

آبیدہ مرکب سے نابیدہ مرکب بنتا ہے اسلئے مساوات $BaCl_2 . XH_2O =$ $BaCl_2 + XH_2O$ کے مطابق تعامل ہوتا ہے۔ وزن جوہر کی فہرست سے نابیدہ بیریم کلورائیڈ کا سالمی وزن ۲۰۸۶۴ ہوتا ہے۔ اب چونکہ ۰۶۸۵۲۵ گرام نابیدہ مرکب کے ساتھ $(۱ - ۰۶۸۵۲۵) = ۰۶۱۴۷۵$ گرام پانی ہوتا ہے۔ اس لئے ۲۰۸۶۴ گرام نابیدہ مرکب کے ساتھ پانی کی مقدار $\frac{۰۶۱۴۷۵}{۰۶۸۵۲۵} \times ۲۰۸۶۴ = ۳۶۶۰۴$ گرام ہوتی ہے۔ یہ مقدار مساوات کے (XH_2O) کے مساوی ہوتی ہے۔ پانی کا سالمی وزن ۱۸ ہے اسلئے پانی کے سالمات کی تعداد $(X) = \frac{۳۶۶۰۴}{۱۸} = ۲$ '

پس آبیدہ بیریم کلورائیڈ کے سالمہ میں ۲ سالمات آب ہوتے ہیں۔ اور اس کا ضابطہ $BaCl_2, 2H_2O$ ہوتا ہے۔

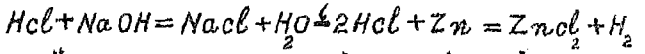
مثال (۴)۔ پوٹاسیم کلورائیڈ (KCl) اور قلمی بیریم کلورائیڈ ($BaCl_2, 2H_2O$) کے آمیزہ کے ۲ گرام کو گرم کرنے پر آمیزہ کے وزن میں ۰٫۱۴۷۲ گرام کی کمی واقع ہوئی۔ آمیزہ میں ان اشیاء کا فی صد تناسب معلوم کرو۔

گرم کرنے پر پوٹاسیم کلورائیڈ پر مطلق اثر نہیں ہوتا۔ لیکن قلمی بیریم کلورائیڈ پانی خارج کردیتا ہے۔ اس کے لئے مساوات $\underset{(244)}{BaCl_2, 2H_2O} = BaCl_2 + \underset{(36)}{2H_2O}$ ہوتی ہے۔ آمیزہ کے وزن میں کمی پانی کے اخراج کے باعث ہوتی ہے۔ اب چونکہ مساوات سے ۳۶ گرام پانی ۲۴۴٫۳ گرام آبیدہ نمک سے خارج ہوسکتا ہے اس لئے ۰٫۱۴۷۲ گرام پانی $= \frac{۲۴۴٫۳}{۳۶} \times ۰٫۱۴۷۲ =$ ایک گرام قلمی بیریم کلورائیڈ سے خارج ہوتا ہے۔ ۲ گرام آمیزہ میں قلمی بیریم کلورائیڈ کی مقدار ایک گرام ہوتی ہے۔ اس لئے اس کا فی صد تناسب ۵۰٪ اور پوٹاسیم کلورائیڈ ۵۰٪۔

مرکبات کے اوزان معادل

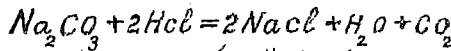
مرکبات کی قسمیں | خواص کو ملحوظ رکھ کر مرکبات کو مختلف جماعتوں میں تقسیم کرسکتے ہیں۔ چنانچہ ترشئی اور اساسی خاصیت کے لحاظ سے ان کی تین قسمیں ہوتی ہیں۔ ترشہ، اساس اور نمک۔ اکثر غیر نامیاتی مرکبات ان میں سے کسی ایک جماعت سے تعلق رکھتے ہیں۔ اسی طرح تکسیدی قابلیت کے اعتبار سے بعض مرکبات تکسیدی عامل ہوتے ہیں۔ بعض محول ہوتے ہیں اور بعض معمولی حالات میں تکسید و تحویل کے لئے اجنبی ہوتے ہیں۔

ترشے و اساس ترشہ سے مراد وہ مرکب ہے جس میں ہائیڈروجن کے ایک یا زیادہ ایسے جواہر موجود رہتے ہیں جن کو ہٹا کر دھات نمک بناتی ہے۔ نیز ترشہ وہ مرکب ہے جو اساس کی تعدیل کر کے نمک اور پانی بناتا ہے۔ ترشہ پر دھات اور اساس کا عمل حسب ذیل مساواتوں کے مطابق ہوتا ہے۔

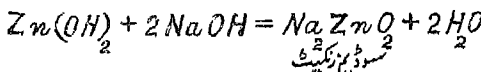
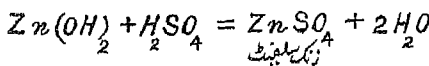
$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$ ؛ $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$

نظریہ روانیت (فصل ۱۳) کے لحاظ سے ترشہ میں رواں پذیر ہائیڈروجن موجود ہوتی ہے۔ ترشہ کی شناخت یہ ہے کہ یہ لٹمس اور میتھائیل آرنج کو ہلکا سرخ کر دیتا ہے۔ نیز پوٹاسیم آیوڈائیڈ اور پوٹاسیم آئیوڈیٹ کے آمیزہ کے محلول سے آئیوڈین آزاد کرتا ہے۔

اساس وہ مرکب ہے جس میں ہائیڈراکسل اصلیہ ہوتا ہے اور جو ترشہ سے تعامل کر کے نمک اور پانی بناتا ہے۔ نظریہ روانیت کی رو سے اساس کے آبی محلول میں ہائیڈراکسل رواں ہوتا ہے۔ $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ اساس لٹمس کو نیلا اور فینول تھیلین کو گلابی کر دیتا ہے۔

بعض ایسے مرکبات جو ہائیڈراکسل اصلیہ نہیں رکھتے لیکن ترشوں سے نمک بناتے ہیں۔ اساس کے زمرہ میں داخل ہیں۔ مثلاً سوڈیم کاربونیٹ :-

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2$$

بعض مرکبات کے متعلق یہ کہنا دشوار ہوتا ہے کہ یہ اساس ہیں یا ترشہ مثلاً زنک ہائیڈراکسائیڈ $Zn(OH)_2$ - یہ ترشہ اور اساس سے دونوں سے نمک بناتا ہے۔

$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = \underset{\text{زنک سلفیٹ}}{ZnSO_4} + 2H_2O$$

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH = \underset{\text{سوڈیم زنکیٹ}}{Na_2ZnO_2} + 2H_2O$$

اس قسم کے مرکبات "دورخہ" کہلاتے ہیں۔

ترشہ اور اساس کے وزن معادل ترشہ کا وزن معادل اس کا وہ وزن ہے جو جست یا کسی اور عامل دھات سے تعامل کرکے ہائیڈروجن کا ایک معادل (۱٫۰۰۸ گرام یا ط۔ ت۔ د پر ۱۱٫۲ لیٹر) آزاد کرتا ہے۔ نیز ترشہ کا وزن معادل اس کا وہ وزن ہے جو اساس کی تبدیل میں ہائیڈروجن کا ایک معادل صرف کرسکتا ہے۔ اسی طرح اساس کا وزن معادل اس کا وہ وزن ہے جو ترشہ کے ایک وزن معادل کی تعدیل کرسکتا ہے یا ترشہ سے ہائیڈروجن کا ایک معادل حاصل کرسکتا ہے۔

مندرجۂ بالا تعریفات کی بناء پر کیمیائی تشریح کی رو سے کسی اساس یا ترشہ کا وزن معادل دریافت کیا جاسکتا ہے۔

بعض ترشوں اور اساس کے وزن معادل کی قیمتیں حسب ذیل ہیں :۔

ہائیڈروکلورک ترشہ (HCl) = ۳۶٫۶۵، نائٹرک ترشہ (HNO_3) = ۶۳،
سلفیورک ترشہ (H_2SO_4) = ۴۹، آرتھو فاسفورک ترشہ (H_3PO_4) = ۳۲٫۶۷،
ایسٹک ترشہ ($C_2H_4O_2$) = ۶۰، پیرا تو سلفیورک ترشہ (H_2SO) = ۱۱۴،
ہائپو فاسفورس ترشہ (H_3PO_2) = ۶۶، امونیا (NH_3) = ۱۷،
کاوی سوڈا ($NaOH$) = ۴۰، کاوی پوٹاشش (KOH) = ۵۶،
بیرائٹا {$Ba(OH)_2$} = ۸۵٫۶۷، سوڈیم کاربونیٹ (Na_2CO_3) = ۵۳ وغیرہ۔

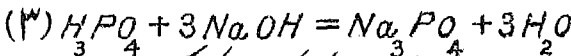
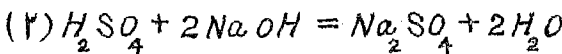
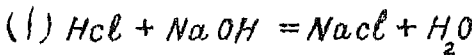
اساسیت و ترشیت ترشہ اور اساس کے وزن معادل اور وزن سالمہ کا مقابلہ کریں تو معلوم ہوتا ہے کہ وزن معادل یا تو وزن سالمہ کے مساوی ہوتا ہے یا اس کا نصف، ایک تہائی وغیرہ ہوتا ہے۔ نسبت $\frac{\text{وزن سالمہ}}{\text{وزن معادل}}$ کو ترشہ کی اساسیت

اور اساس کی ترشیت سے موسوم کیا جاتا ہے -

کسی ترشہ کی اساسیت سے مراد اس کے سالمہ میں پائے جانیوالے ہائیڈروجن کے جوہروں کی وہ تعداد ہے جو اساس سے تعامل کرسکتی ہے - چنانچہ ہائیڈروکلورک ترشہ اک اساسی سلفیورک ترشہ دو اساسی اور آرتھو فاسفورک ترشہ سہ اساسی ہوتا ہے - اساس کے ساتھ ان ترشوں کا تعامل ذیل کی مساواتوں کے مطابق ہوتا ہے -

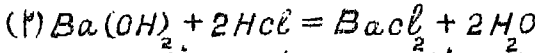
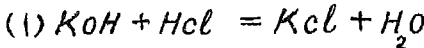
$$(1)\ HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

$$(2)\ H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$$

$$(3)\ H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$$

ان مساواتوں سے ظاہر ہے کہ ہائیڈروکلورک ترشہ کی مکمل تعدیل کے لئے اساس کا ایک معادل، سلفیورک ترشہ کی تعدیل کے لئے ۲ معادل اور آرتھو فاسفورک ترشہ کی تعدیل کے لئے ۳ معادل درکار ہوتے ہیں - پس ترشہ کی اساسیت سے یہ معلوم ہوتا ہے کہ ترشہ کے ایک سالمہ کی مکمل تعدیل کے لئے اساس کے کتنے گرام معادل درکار ہوتے ہیں - جس ترشہ کی اساسیت ایک سے زیادہ ہو وہ کاوی سوڈے سے تعامل کرکے دو یا زیادہ قسم کے نمک بناتا ہے - مثلاً سلفیورک ترشہ سے $NaHSO_4$ اور Na_2SO_4 نمک بنتا ہے - اور آرتھو فاسفورک ترشہ سے NaH_2PO_4، Na_2HPO_4 اور Na_3PO_4 نمک بنتے ہیں -

اساس کی ترشیت سے مراد ترشہ کی ہائیڈروجن جوہروں کی وہ تعداد ہے جن سے اساس کا ایک سالمہ تعامل کرسکتا ہے - اس سے ترشہ کے معادل کی اکائیاں معلوم ہوتی ہیں جو اساس کے ایک سالمہ کی تکمل تعدیل کے لئے درکار ہوتی ہیں - مثلاً :-

(۱) $KOH + HCl = KCl + H_2O$

(۲) $Ba(OH)_2 + 2HCl = BaCl_2 + 2H_2O$

کاوی پوٹاش اک ترشئی اور بیریم ہائیڈرآکسائیڈ دو ترشئی اساس ہے۔

نمکوں کے وزن معادل نمک، ترشہ اور اساس کی تعدیل سے بنتے ہیں۔ اور نمک کے وزن معادل تناظر ترشہ اور تناظر اساس کی مدد سے معلوم کئے جاتے ہیں مثلاً پوٹاسیم نائٹریٹ (KNO_3)، پوٹاسیم ہائیڈرآکسائیڈ (KOH) اور نائٹرک ترشہ (HNO_3) کی تعدیل سے بنتا ہے۔ ان دونوں مرکبات کے وزن معادل ان کے سالمی وزن کے برابر ہوتے ہیں۔ اور یہ بات پوٹاسیم نائٹریٹ نمک پر بھی صادق آتی ہے۔ اس کا وزن معادل = KNO_3 = ۱۰۱ ہے۔ اسی طرح بیریم کلورائیڈ $Ba(OH)_2$ اور $2HCl$ کے کیمیائی طور پر برابر ہے۔ اور اس نمک کے ایک سالمہ کے بننے میں اساس اور ترشہ کے ۲-۲ معادل صرف ہوتے ہیں۔ پس اس کا وزن معادل سالمی وزن کا نصف ہوتا ہے اور ۱۰۴ ہے۔

نمکوں کے وزن معادل محسوب کرنے کا ایک اور طریقہ یہ ہے کہ اس کے اصلیوں کے معادل اوزان کو جمع کر لیا جائے۔ مثلاً امونیم آکسیلیٹ کا وزن معادل = امونیم اصلیہ + آکسیلیٹ اصلیہ = ۱۸ + ۴۴ = ۶۲، سوڈیم سلفیٹ کا وزن معادل = ۲۳ + ۴۸ = ۷۱

تکسیدی و محول اشیاء کے وزن معادل اشیاء کی تکسید کے مطالعہ سے ہمیں معلوم ہو چکا ہے کہ یہ عمل دو مختلف طریقوں پر واقع ہو سکتا ہے۔ (۱) شئے میں آکسیجن یا کسی ادھات کے داخلہ و اضافہ سے۔ (۲) ہائیڈروجن یا کسی دھات کی علیحدگی سے۔ اس بناء پر **تکسیدی عامل کا وزن معادل** اس کا وہ وزن ہے جو کسی شئے کو آکسیجن یا ادھات کا اکائی معادل دے سکتا ہو۔ یا شئے سے ہائیڈروجن یا دھات کا اکائی معادل نکال سکتا ہو۔

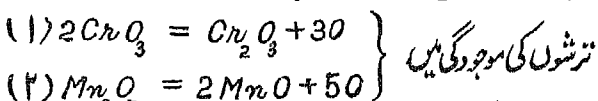
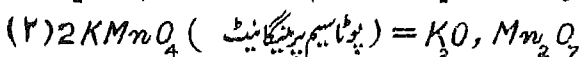
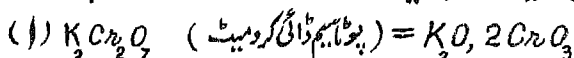
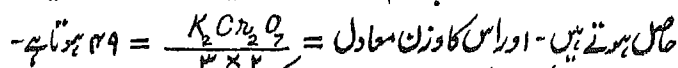
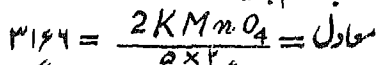
مثلاً تعامل $H_2SO_3 + H_2O_2 = H_2SO_4 + H_2O$ میں ہائیڈروجن پر آکسائیڈ تکسید کے عمل میں آکسیجن کا ایک جوہر (۲ معادل اوزان) خارج کرتا ہے۔ اس لئے تکسیدی عامل کی حیثیت سے اس کا وزن معادل $= \frac{H_2O_2}{2} = 17$ ہوتا ہے۔ نیز مساوات $2FeCl_3 + SnCl_2 = 2FeCl_2 + SnCl_4$ کے لحاظ سے فیرک کلورائیڈ تکسید کے عمل میں ادھات کلورین کا صرف ایک جوہر (اکائی معادل) صرف کرتا ہے۔ اور تکسیدی عامل کے طور پر اس کا وزن معادل $= FeCl_3 = 162.5$ ہوتا ہے۔ تعامل $H_2SO_3 + H_2O + I_2 = H_2SO_4 + 2HI$ میں آئیوڈین کا ایک سالمہ دوسری شئے سے ہائیڈروجن کے ۲ جوہر (۲ معادل) نکال لیتا ہے۔ اور تکسیدی عامل کے طور پر آئیوڈین کا وزن معادل $= \frac{I_2}{2} = 127$ ہوتا ہے۔

تحویل کے عمل میں محول کی آکسیجن یا ادھات کی مقدار میں کمی یا ہائیڈروجن یا دھات کی مقدار میں بیشی ہوتی ہے۔ اور محول شئے کا وزن معادل اس کا وہ وزن ہے جو دوسری شئے سے آکسیجن یا ادھات کا اکائی معادل نکال لیتا ہو یا شئے کو ہائیڈروجن یا دھات کا ایک معادل دے سکتا ہو۔ چنانچہ تعامل $H_2SO_3 + H_2O_2 = H_2SO_4 + H_2O$ میں سلفیورس ترشہ کا وزن معادل $\frac{H_2SO_3}{2} = 41$ اور تعامل $2FeCl_3 + SnCl_2 = SnCl_4 + 2FeCl_2$ کی رو سے اسٹانس کلورائیڈ کا وزن معادل محول کے طور پر $= \frac{SnCl_2}{2} = 95$ ۔ آئیوڈین اور سوڈیم تھایوسلفیٹ کا تعامل اس طرح ہوتا ہے $2Na_2S_2O_3 + I_2 = 2NaI + Na_2S_4O_6$ سوڈیم تھایوسلفیٹ کا ایک سالمہ آئیوڈین کے ایک گرام معادل کی تحویل کرتا ہے۔ اس لئے محول کی حیثیت سے اس کا وزن معادل $= Na_2S_2O_3 = 158$ گرام۔

تجربہ خانے میں پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ اور پوٹاسیم پرمینگانیٹ تکسیدی اشیاء کے طور پر بالعموم استعمال کئے جاتے ہیں۔ یہ دونوں مرکبات کرومیم اور مینگنیز کے اعلیٰ آکسائیڈز سے مشتق ہیں۔ ان میں یہ دھاتیں ترشئی اصلیہ کے جز کے طور پر ہوتی ہیں۔ ترشوں کی موجودگی میں یہ اپنی زائد آکسیجن کسی تکسید پذیر شئے کو دیتے ہیں اور خود ادنیٰ آکسائیڈز میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔ حسب ذیل مساواتوں سے اس کی توضیح ہوتی ہے۔

(۱) $K_2Cr_2O_7$ (پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ) $= K_2O, 2CrO_3$

(۲) $2KMnO_4$ (پوٹاسیم پرمینگانیٹ) $= K_2O, Mn_2O_7$

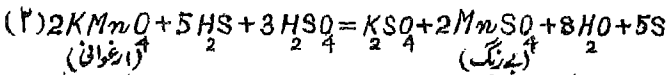
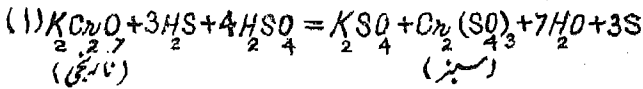
(۱) $2CrO_3 = Cr_2O_3 + 3O$
(۲) $Mn_2O_7 = 2MnO + 5O$
} ترشوں کی موجودگی میں

ترشوں کی موجودگی میں پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ کے ایک سالمہ سے آکسیجن کے تین جوہر حاصل ہوتے ہیں۔ اور اس کا وزن معادل $= \frac{K_2Cr_2O_7}{3 \times 2} = $ ۴۹ ہوتا ہے۔
اور پوٹاسیم پرمینگانیٹ کے ۲ سالمات سے ۵ جوہر آکسیجن نکلتی ہے اور اس کا وزن معادل $= \frac{2KMnO_4}{5 \times 2} = $ ۳۱۶

پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ یا پوٹاسیم پرمینگانیٹ کے ترشئی محلول میں ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارنے پر اس کی تکسید سے گندھک آزاد ہوتی ہے۔ اس کی تکسید کے عمل کو $H_2S + O = H_2O + S$ کے طور پر لکھا جا سکتا ہے۔ پس مساوات نمبر (۱) کی رو سے پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ کا ایک سالمہ ہائیڈروجن سلفائیڈ کے ۳ سالمات کی اور پوٹاسیم پرمینگانیٹ کے ۲ سالمات ہائیڈروجن سلفائیڈ کے ۵ سالمات کی تکسید کر سکتے ہیں۔ یہ عمل ہلکائے سلفیورک ترشہ کی موجودگی میں ہوتا ہے اس لئے مساوات میں ترشہ بھی شامل

ہو جاتا ہے اور مساواتیں اس طرح مرتب کی جا سکتی ہیں۔

$$(1)\ K_2Cr_2O_7 + 3H_2S + 4H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O + 3S$$

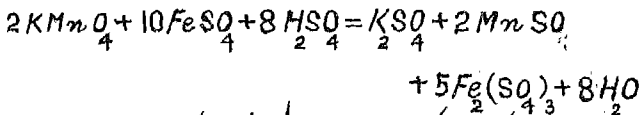
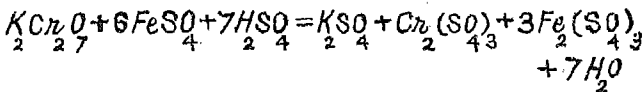
(نارنجی) (سبز)

$$(2)\ 2KMnO_4 + 5H_2S + 3H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5S$$

(ارغوانی) (بے رنگ)

پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ کی تحویل کے بعد محلول سبز ہوتا ہے اور پرمینگانیٹ کی تحویل سے رنگ کٹتا ہے۔

فیرس سلفیٹ پران اشیاء کا عمل ذیل کی مساواتوں سے ظاہر کیا جا سکتا ہے۔

$$K_2Cr_2O_7 + 6FeSO_4 + 7H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3Fe_2(SO_4)_3 + 7H_2O$$

$$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + 8H_2O$$

آبیدہ و نابیدہ مرکبات کے وزن معادل | بعض مرکبات آبیدہ اور نابیدہ حالت میں پائے جاتے ہیں۔ اب اگر آبیدہ مرکب کو تعامل کا موقع دیں تو اس کا وزن معادل نابیدہ مرکب کے وزن معادل سے مختلف ہوتا ہے۔ چنانچہ آبیدہ بیریم کلورائیڈ ($BaCl_2, 2H_2O$) کو سلور نائٹریٹ سے تعامل کا موقع دیں تو ۱۰۷٫۸۸ گرام چاندی کی ترسیب کے لئے ۱۲۲ گرام مرکب درکار ہوتا ہے۔ لیکن نابیدہ بیریم کلورائیڈ ($BaCl_2$) کے صرف ۱۰۴ گرام کافی ہو جاتے ہیں۔ پس آبیدہ بیریم کلورائیڈ کا وزن معادل ۱۲۲ اور نابیدہ بیریم کلورائیڈ کا وزن معادل ۱۰۴ ہوتا ہے۔

حجمی تشریح | کیمیائی معادل کے کلیہ کی رو سے جب کبھی اشیاء کا تعامل ہو تو

تعامل ہیں ان کے معادل اوزان حصہ لیتے ہیں چنانچہ تعامل $HCl + NaOH$ (۱)
$= NaCl + H_2O$ میں ہائیڈروکلورک ترشہ کے ۳۶۶۵ گرام ' ۴۰ گرام سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ
کی مکمل تعدیل کرتے ہیں۔ اب اگر ہائیڈروکلورک ترشہ کے ۳۶۶۵ گرام کو پانی میں حل کرکے
محلول کا حجم ایک لیٹر بنایا جائے اور اسی طرح سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کے ۴۰ گرام کو علیحدہ
حل کرکے ایک لیٹر محلول بنائیں اور ان دونوں کو تعامل کا موقع دیں تو ایک لیٹر ترشہ
کی مکمل تعدیل ایک لیٹر کاوی سوڈا کرتا ہے۔ حجمی تشریح میں اسی اصول سے فائدہ اٹھایا جاتا
ہے اور اشیاء کو براہ راست تولنے کے بجائے ان کے محلولوں کے حجموں کے ذریعہ وزن کا اندازہ
کیا جاتا ہے۔

جس محلول میں فی لیٹر منحل کا ایک گرام معادل موجود ہو وہ طبعی ($\frac{ط}{۱}$) محلول
کہلاتا ہے۔ اگر محلول کے ایک لیٹر میں منحل کا $\frac{۱}{۱۰}$ گرام معادل حل کیا جائے تو محلول عشر طبعی
($\frac{ط}{۱۰}$) کہلاتا ہے۔

مندرجہ بالا تعامل پر اس نقطۂ نظر سے دوبارہ غور کریں تو معلوم ہوگا کہ:۔

$\frac{ط}{۱}$ ہائیڈروکلورک ترشہ کے ۱۰۰۰ مکعب سمر $\equiv$ $\frac{ط}{۱}$ سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کے ۱۰۰۰ مکعب سمر

$\frac{ط}{۱۰}$ ہائیڈروکلورک ترشہ کے ۱۰۰۰ مکعب سمر $\equiv$ $\frac{ط}{۱۰}$ سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کے ۱۰۰۰ مکعب سمر

لیکن اگر ترشہ و اساس کی طبعی طاقت یا طبعیت مختلف ہو تو حسب ذیل
رشتے حاصل ہوتے ہیں۔

$\frac{ط}{۱۰}$ ہائیڈروکلورک ترشہ کے ۱۰۰۰ مکعب سمر $\equiv$ $\frac{ط}{۱}$ سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کے ۱۰۰ مکعب سمر

$\frac{ط}{۲۰}$ ہائیڈروکلورک ترشہ کے ۱۰۰۰ مکعب سمر $\equiv$ $\frac{ط}{۱}$ سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کے ۵۰ مکعب سمر

یا مختصراً ترشہ کی طاقت × ترشہ کا حجم $\equiv$ اساس کی طاقت × اساس کا حجم

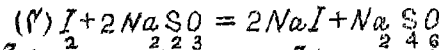
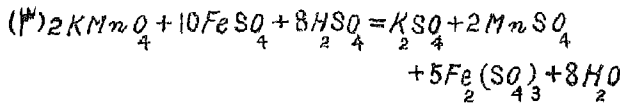
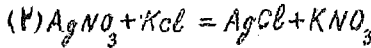
اب اگر ترشہ کی طاقت معلوم ہو تو اس مساوات کی مدد سے اساس کی طاقت معلوم کر سکتے ہیں۔ اس طرح حاصل ہونیوالی طاقت "طبعیت" کے رقوم میں ہوتی ہے یعنی یہ معلوم ہو جاتا ہے کہ اساس کا محلول ط/۱۰، ط/۲۰، ط/۵۰ وغیرہ ہے۔ اگر اساس کا وزن معادل معلوم ہو تو محلول کا ارتکاز فی لیٹر اس طرح محسوب کر سکتے ہیں۔

اساس کا ارتکاز فی لیٹر = اساس کے محلول کی طبعیت × اساس کا وزن معادل

اگر اساس کی طاقت معلوم ہو تو ترشہ کی طاقت اور اس کا ارتکاز فی لیٹر محسوب کر سکتے ہیں۔ ترشے و اساس کے تعامل کے متعلق جو کچھ لکھا گیا وہ حسب ذیل تعاملات پر بھی صادق آتا ہے۔

$$(۲)\ AgNO_3 + KCl = AgCl + KNO_3$$

$$(۳)\ 2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + 8H_2O$$

$$(۴)\ I_2 + 2Na_2S_2O_3 = 2NaI + Na_2S_4O_6$$

اور ہر صورت میں متعامل ا کی طاقت × ا کا حجم = متعامل ب کی طاقت × ب کا حجم (۱)

اور طبعی طاقت معلوم کر لینے کے بعد ارتکاز فی لیٹر اس طرح حاصل کیا جاتا ہے۔

شئے کا ارتکاز فی لیٹر = شئے کے محلول کی طبعیت × شئے کا وزن معادل (۲)

تجمی تشریح میں ترشہ، سلور نائٹریٹ، پوٹاسیم پرمینگانیٹ اور آئیوڈین کے محلول درجہ دار ظرف میں لیئے جاتے ہیں اور دوسری اشیاء کے محلول کے معین حجم کو نالچہ سے ناپ کر منقارہ میں لیا جاتا ہے اور ظرف سے محلول اسوقت تک گرایا جاتا ہے جب تک کہ تعامل مکمل نہ ہو۔ اس عمل کو "معائرہ" کہتے ہیں۔

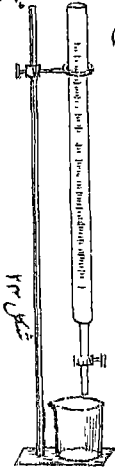
تعامل کی تکمیل کا نقطہ معلوم کرنے کے لیئے منقارہ کے محلول میں نمایندہ کا

ایک قطرہ ڈالا جاتا ہے۔ چنانچہ ترشہ و قلی کے معائرہ (یا ترشہ پیمائی و قلی پیمائی) میں لٹمس، میتھائیل آرنج اور فینول تھیالین وغیرہ، سلور نائٹریٹ کے معائروں میں پوٹاشیم کرومیٹ (تعدیلی محلول میں) اور آیوڈین پیمائی کے لئے نشاستہ استعمال کیا جاتا ہے۔ لیکن پوٹاشیم پرمینگنیٹ کے معائروں میں کسی نمایندہ کی ضرورت نہیں کیونکہ اس کا ارغوانی رنگ اپنی نمایندگی آپ کرتا ہے۔

تجربہ (۱۹)۔ سوڈیم کاربونیٹ کے عشر طبیعی محلول کی تیاری:۔

ایک صاف کٹھالی میں تقریباً ۱۰ گرام سوڈیم بائی کاربونیٹ کو لیکر گرم کرو اور خشکالہ میں ٹھنڈا کرو۔ شیشہ ساعت پر اس مرکب کے ۲۵ء۲ گرام ٹھیک ٹھیک تولو۔ اس کو صاف منقارہ میں منتقل کرو۔ اور تھوڑا سا کشید کیا ہوا پانی ملاؤ۔ شیشہ کی سلاخ سے ہلاؤ جب پورا مادہ حل ہوجائے تو محلول کو ۲۵۰ مکعب سمر کی صراحی میں منتقل کرو۔ شیشہ کی سلاخ اور منقارہ کو کشید کئے ہوئے پانی سے دھوکر دھوون کو صراحی میں ڈالو اور پھر صراحی کے گردن کے نشان تک پانی ڈالو۔ اس طرح سوڈیم کاربونیٹ کا عشر طبیعی محلول تیار ہوجاتا ہے۔

شکل ۳۲

تجربہ (۲۰)۔ دئے ہوئے سلفیورک ترشہ کی طاقت:۔
دئے ہوئے ترشہ کا محلول درجہ دار ظرفک میں بھر لو۔ ظرفک کو ایستادہ پر شکنجہ کی مدد سے کس دو۔ ۱۰ مکعب سمر کے صاف نالچہ میں $\frac{ط}{10}$ سوڈیم کاربونیٹ کا محلول نشان تک لے لو اور بہ احتیاط منقارہ میں منتقل کرو۔ اس میں منتقل آرنج کا ایک قطرہ ڈالو۔ محلول ہلکا زرد ہوتا ہے۔ ظرفک ترشہ کا نشان پڑھو اور ڈاٹ کھول کر اس کی تھوڑی تھوڑی مقدار

منقارہ میں ملاؤ۔ (شکل ۲۴)- جب محلول کا رنگ ہلکا گلابی ہو جائے تو ڈاٹ بند کر دو اور ظرفک پر ترشہ کا نشان پڑھو- اس طرح ترشہ کا وہ حجم معلوم ہو جاتا ہے جو ۱۰ مکعب سمر قلی کی تعدیل کرتا ہے - منقارہ کو صاف کرو- اور اس میں ۱۰ مکعب سمر سوڈیم کاربونیٹ لیکر دوسری مرتبہ معائرہ کرو- اس عمل کو ایک اور مرتبہ دہراؤ- مختلف معائروں میں ۰ء۱ مکعب سمر سے زیادہ فرق نہ ہونا چاہیے- تینوں معائروں کا اوسط لو اور اس کے بعد حسب قاعدہ ترشہ کی طاقت معلوم کرو-

تجربہ (۲۱)- معیاری پوٹاسیم پرمینگانیٹ کی مدد سے آکسیلک ترشہ کے **محلول کی طاقت** :- دیا ہوا معیاری پوٹاسیم پرمینگانیٹ کا محلول ظرفک میں بھر لو- آکسیلک ترشہ کے محلول کے ۱۰ مکعب سمر ناپچہ سے منقارہ میں لو- اور اس میں تقریباً ۱۰ مکعب سمر خالص ہلکا سلفیورک ترشہ ملاؤ- اس محلول کو ۵۰°، ۶۰° سئی تک گرم کرو- ظرفک سے پرمینگانیٹ کا محلول اس میں گراؤ- حتیٰ کہ محلول کا رنگ مستقل طور پر ہلکا گلابی ہو جائے- اب حسب قاعدہ آکسیلک ترشہ کی طاقت معلوم کرو-

مثال (۱)- سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کے محلول کے ۲۰ مکعب سمر کی مکمل تعدیل کیلئے ط/۱۰ سلفیورک ترشہ کے ۲۰ء۶۵ مکعب سمر صرف ہوئے- سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کے محلول کی طاقت (الف) طبعی رقوم اور (ب) گرام فی لیٹر میں معلوم کرو- نیز محلول میں سوڈیم دھات اور ہائیڈرآکسل اصلیہ کی مقدار فی لیٹر بتاؤ-

$$\text{سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کی طاقت} = \frac{\text{ترشہ کی طاقت} \times \text{ترشہ کا حجم}}{\text{سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کا حجم}}$$

$$= \frac{\text{ط}}{۱۰} \times \frac{۲۰ء۶۵}{۲۰} = ۱ء۰۲۵ \frac{\text{ط}}{۱۰}$$

سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کا وزن معادل = ۴۰ ہے

سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کی مقدار فی لیٹر = ۱۶۰۲۵ × $\frac{۴۰}{۱۰}$ = ۶۴ء۱ گرام فی لیٹر

سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کے اکائی معادل میں سوڈیم کا اکائی معادل شریک رہتا ہے اور سوڈیم دھات کے لحاظ سے محلول کی طاقت = ۱۶۰۲۵ × $\frac{ط}{۱۰}$ ہوتی ہے۔ محلول میں سوڈیم دھات کی مقدار = ۱۶۰۲۵ × $\frac{۲۳}{۱۰}$ = ۲۴۳۶ء۲ گرام فی لیٹر۔ محلول کی طاقت ہائیڈرآکسل اصلیہ (۱۷) کے لحاظ سے بھی ۱۶۰۲۵ × $\frac{ط}{۱۰}$ ہوتی ہے اور محلول میں ہائیڈرآکسل اصلیہ کی مقدار فی لیٹر = ۱۶۰۲۵ × $\frac{۱۷}{۱۰}$ = ۷۴ء۱ گرام فی لیٹر۔

مثال (۲) - ایک محلول میں سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کی مقدار ۵ گرام فی ۱۰۰ مکعب سمر ہے - (ا) محلول کی طاقت طبعی رقوم میں معلوم کرو - (ب) $\frac{ط}{۲۰}$ سوڈیم ہائیڈرآکسائیڈ کے محلول کے ۵۰۰ مکعب سمر تیار کرنے کے لئے اس محلول کے کتنے مکعب سمر درکار ہوتے ہیں -

(ا) کسی محلول کی طبعی طاقت = $\frac{\text{ایک لیٹر میں شئے کا وزن}}{\text{شئے کا وزن معادل}}$ (ط)

دئے ہوئے محلول میں ۵ گرام قلی فی ۱۰۰ مکعب سمر حل شدہ ہے یعنی محلول کے ایک لیٹر میں ۵۰ گرام ہوتے ہیں - اور چونکہ قلی کا وزن معادل = ۴۰ ہے اس لئے

محلول کی طبعی طاقت = $\frac{۵۰}{۴۰}$ ط = ۱۶۲۵ ط

(ب) اگر کسی شئے کے دو مختلف ارتکاز کے محلول پیش نظر ہوں تو

مرتکز محلول کی طاقت × مرتکز محلول کا حجم = ہلکائے محلول کی طاقت × ہلکائے محلول کا حجم

اب چونکہ $\frac{ط}{۲۰}$ محلول کے ۵۰۰ مکعب سمر تیار کرنے ہیں اور ہمارے پاس ۱۶۲۵ $\frac{ط}{۱}$ ارتکاز کا محلول موجود ہے - اس لئے ۱۶۲۵ ط × مرتکز محلول کا حجم = $\frac{ط}{۲۰}$ × ۵۰۰

∴ مرتکز محلول کا حجم = $\frac{ط}{۲۰}$ × $\frac{۵۰۰}{۱۶۲۵ ط}$ = ۲۰ مکعب سمر

پس دئے ہوئے محلول کے ۲۰ مکعب سمر مطلوبہ محلول کی تیاری کے لئے کافی ہیں -

مثال (۳) - ایک محلول میں ۴٫۹۵ گرام سلفیورک ترشہ فی لیٹر ہے - اس محلول کے ۱۰ مکعب سمر ط/۱۰ سوڈیم کاربونیٹ کے ۱۰٫۲ مکعب سمر کی تعدیل کرتے ہیں -
(ا) سلفیورک ترشہ کا وزن معادل معلوم کرو - اور (ب) اگر ترشہ دو اساسی ہو تو اس کا وزن سالمہ کیا ہوگا ؟

معائرہ سے ۱۰ × لا = ۱۰٫۲ × ط/۱۰ جہاں لا = سلفیورک ترشہ کی طبعیت

∴ لا = ط/۱۰ × ۱۰٫۲/۱۰ = ۱٫۰۲ ط/۱۰

یعنی محلول کے ایک لیٹر میں سلفیورک ترشہ کا ۱٫۰۲/۱۰ وزن معادل حل شدہ ہے -

اور یہ ۴٫۹۵ گرام کے مساوی ہوتا ہے -

∴ سلفیورک ترشہ کا وزن معادل = (۱۰ × ۴٫۹۵)/۱٫۰۲ = ۴۹٫۰۱

اب چونکہ ترشہ کی اساسیت ۲ ہے اس لئے ترشہ کا وزن سالمہ = اساسیت × وزن معادل

سلفیورک ترشہ کا وزن سالمہ = ۲ × ۴۹٫۰۱ = ۹۸٫۰۲

مثال (۴) - ۱۴٫۳۴۳ گرام آبیدہ سوڈیم کاربونیٹ تول کر ۱۰۰ مکعب سمر آبی محلول بنایا گیا - اس محلول کے ۱۰ مکعب سمر ط/۲۵ سلفیورک ترشہ کے ۲۵ مکعب سمر کی تعدیل کرتے ہیں - آبیدہ سوڈیم کاربونیٹ میں پانی کی فی صد مقدار معلوم کرو - (نابیدہ سوڈیم کاربونیٹ کا وزن معادل ۵۳) -

(نابیدہ) سوڈیم کاربونیٹ کے محلول کی طاقت = ط/۲۵ × ۲۵/۱۰ = ط/۱۰

(نابیدہ) سوڈیم کاربونیٹ کی مقدار فی لیٹر = ۵۳/۱۰ = ۵٫۳ گرام

اب چونکہ دیئے ہوئے محلول میں آبیدہ نمک کی مقدار ۱۴٫۳۴۳ × ۱۰۰۰/۱۰۰ = ۱۴۳٫۴۳ گرام فی لیٹر ہے اس لئے ۱۴۳٫۴۳ گرام آبیدہ نمک میں نابیدہ کاربونیٹ کی مقدار ۵٫۳ گرام ہے

بقیہ پانی ہوتا ہے۔

پانی کی مقدار = ۱۴۶۳ - ۵۶۳ = ۹۶۰ گرام

پانی کی فی صد مقدار = $\frac{۹۶۰ \times ۱۰۰}{۱۴۶۳}$ = ۶۲۶۹۴٪

خلاصہ

شئے کے سالمی ضابطہ سے اس کے ایک سالمہ میں پائے جانیوالے جواہر کی حقیقی تعداد معلوم ہوتی ہے۔ لیکن امتحانی ضابطہ میں مختلف جواہر کی اضافی تعداد بتائی جاتی ہے۔ مرکب کی فی صد ترکیب سے امتحانی ضابطہ حاصل کیا جاسکتا ہے۔ فی صد ترکیب و سالمی وزن معلوم ہو تو مرکب کا سالمی ضابطہ معلوم کیا جاسکتا ہے۔

کیمیائی مساوات سے متعامل اشیاء کے وزنی و حجمی رشتے ظاہر ہوتے ہیں۔ مساوات میں ہر شئے کو اس کے سالمی ضابطے سے تعبیر کرنا ضروری ہے۔

مرکبات کی مشہور قسمیں ترشہ، اساس، نمک، تکسیدی عامل و محول ہیں۔ مرکبات کے اوزان معادل ان کے کسی تعامل کی بنا پر معین کئے جاتے ہیں۔ حجمی تشریح میں اشیاء کو براہ راست تولنے کے بجائے ان کے معیاری محلولوں کے حجموں کے ذریعہ وزن کا اندازہ کیا جاتا ہے۔

سوالات

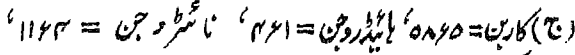
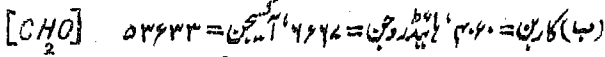
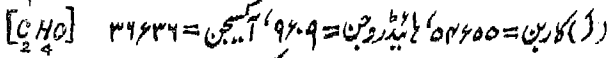
(۱) حسب ذیل مرکبات میں عناصر کا فی صد تناسب محسوب کرو۔ لیڈ کرومیٹ ($PbCrO_4$)، کلابر نمک $Na_2SO_4 . 10H_2O$، قلمی بیریم کلورائیڈ $BaCl_2 . 2H_2O$

(۲) ذیل میں بعض مرکبات کے عناصر کا فی صد تناسب دیا گیا ہے ان کے امتحانی ضابطے معلوم کرو۔

(ا) کاربن = ۵۴٫۵۵، ہائیڈروجن = ۹٫۰۹، آکسیجن = ۳۶٫۳۶ $[C_2H_4O]$

(ب) کاربن = ۴۰٫۰، ہائیڈروجن = ۶٫۶۷، آکسیجن = ۵۳٫۳۳ $[CH_2O]$

(ج) کاربن = ۵۸٫۵، ہائیڈروجن = ۱٫۴، نائٹروجن = ۱۱٫۴،

آکسیجن = ۲۶٫۹ $[C_6H_5NO_2]$

(۳) ذیل میں بعض مرکبات کی فی صد ترکیب اور ان کے سالمی اوزان دئے جاتے ہیں سالمی ضابطے معلوم کرو۔

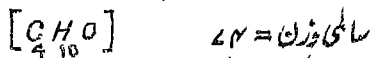
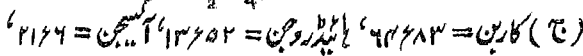
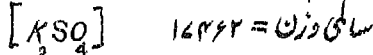
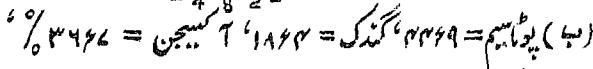
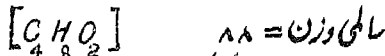
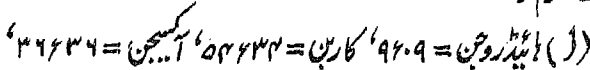
(ا) ہائیڈروجن = ۹٫۰۹، کاربن = ۵۴٫۳۴، آکسیجن = ۳۶٫۳۶،

سالمی وزن = ۸۸ $[C_4H_8O_2]$

(ب) پوٹاسیم = ۴۴٫۶۹، گندک = ۱۸٫۴، آکسیجن = ۳۶٫۷ %،

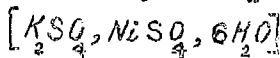
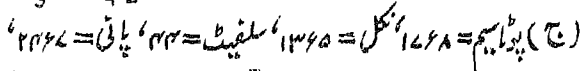
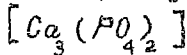
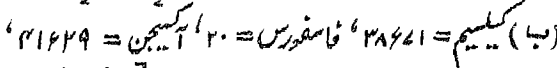
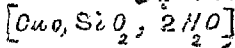
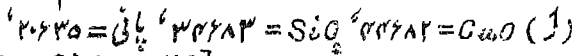
سالمی وزن = ۱۷۴٫۲ $[K_2SO_4]$

(ج) کاربن = ۶۴٫۸۳، ہائیڈروجن = ۱۳٫۵۲، آکسیجن = ۲۱٫۶،

سالمی وزن = ۷۴ $[C_4H_{10}O]$

(۴) بعض معدنیوں کی فی صد ترکیب حسب ذیل ہے۔ ان کے ضابطے معلوم کرو۔

(ا) CuO = ۴۴٫۸۲، SiO_2 = ۳۴٫۸۳، پانی = ۲۰٫۳۵،
$[CuO, SiO_2, 2H_2O]$

(ب) کیلسیم = ۳۸٫۷۱، فاسفورس = ۲۰، آکسیجن = ۴۱٫۲۹،
$[Ca_3(PO_4)_2]$

(ج) پوٹاسیم = ۱۷٫۸، نکل = ۱۳٫۵، سلفیٹ = ۴۴، پانی = ۲۴٫۷،
$[K_2SO_4, NiSO_4, 6H_2O]$

(د) لوہا = ۱۱٫۵۷، امونیم = ۳٫۷۵، سلفیٹ = ۳۹٫۸۲،
پانی = ۴۴٫۸۳، [$Fe\,NH_4\,(SO_4)_2\,,12H_2O$]

(۵) ایک مرکب کی ترکیب میں کاربن = ۴۲٫۱۰۵، ہائیڈروجن = ۶٫۴۳۲ اور آکسیجن = ۵۱٫۴۶۱ فیصد ہے۔ یہ فرض کرتے ہوئے کہ مرکب کے سالمہ میں کاربن کے ۱۲ جواہر ہوتے ہیں مرکب کا سالمی ضابطہ معلوم کرو۔ [$C_{12}H_{22}O_{11}$]

(اشارہ:- فی صد ترکیب کی مدد سے تینوں عناصر کے جواہر کی تعداد محسوب کرو۔ بعد ازاں کاربن کو اکائی قرار دے کر دیگر عناصر کے جواہر کی اضافی تعداد معلوم کرو۔ پھر ان کو ۱۲ سے ضرب دو۔)

(۶) ایک آبیدہ مرکب کو گرم کرنے پر اس کے وزن میں ۴۵٫۶ فی صد کمی ہوتی ہے۔ نا بیدہ نمک کی فی صد ترکیب الومینیم ۱۰٫۵، پوٹاسیم ۱۵٫۱، گندک ۲۴٫۸، آکسیجن ۴۹٫۶ ہے۔ آبیدہ نمک کا سادہ ضابطہ معلوم کرو۔ [$KAl(SO_4)_2\,,12H_2O$]

(اشارہ:- پہلے نابیدہ مرکب کا ضابطہ معلوم کرو پھر سالماتِ آب کی تعداد محسوب کرو۔)

(۷) (ل) ۱۰ گرام سنگ مرمر کی تحلیل سے کاربن ڈائی آکسائیڈ کا کتنا حجم (ط۔ ث۔ د) خارج ہوگا؟ [۲٫۲۴ لیٹر]

(ب) ۱۰٪ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کے محلول کے ۲۰ گرام کو گرم کرنے پر آکسیجن کا کتنا حجم (ط۔ ث۔ د) آزاد ہوتا ہے؟ [۰٫۶۶ لیٹر]

(۸) نائٹرک ترشہ میں تانبے کو حل کرنے پر کاپر نائٹریٹ بنتا ہے جس کی تحلیل سے کاپر آکسائیڈ بنتا ہے

$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O,$

$2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2$

۱۰ گرام کاپر آکسائیڈ بنانے کے لئے نائٹرک ترشہ کی کتنی مقدار درکار ہوگی؟ [۳۱٫۸]

(۹) قلمی بیریم کلورائیڈ کے ۲٫۴۴ گرام سے (ا) کلورین کی مکمل ترسیب کے لئے کس قدر سلور نائٹریٹ اور (ب) بیریم کی مکمل ترسیب کے لئے کتنا پوٹاسیم سلفیٹ چاہیئے؟
[۳٫۴ ، ۱٫۷۴]

(۱۰) ۳٫۲۲ گرام آبیدہ سوڈیم سلفیٹ کو گرم کرنے پر ۱٫۴۲ گرام نابیدہ نمک باقی رہا۔ آبیدہ نمک میں پانی کی فی صد مقدار اور سالمات آب کی تعداد معلوم کرو۔ [۵۵٫۹ ، ۱۰]

(۱۱) حسب ذیل محلولوں کی تیاری کے لئے متعلقہ اشیاء کے کتنے گرام درکار ہوتے ہیں؟
(ا) $\frac{ط}{۲۰}$ بیریم ہائیڈرآکسائیڈ کا ۲٫۵ لیٹر محلول۔ (ب) $\frac{ط}{۴}$ سلفیورک ترشہ کا ۵۰۰ مکعب سمر محلول۔ (ج) $\frac{ط}{۱۰}$ پوٹاسیم پرمینگانیٹ کا ۲ لیٹر محلول۔ (د) $\frac{ط}{۲۰}$ سلور نائٹریٹ کا ۲۵۰ مکعب سمر محلول۔

(۱۲) حسب ذیل صورتوں میں جو محلول بنتے ہیں ان کی طاقت طبعی رقوم میں بیان کرو۔
(ا) ۴٫۷۴ گرام سوڈیم کاربونیٹ کو پانی میں حل کرکے ۲۵۰ مکعب سمر تک ہلکایا گیا۔
(ب) ۱٫۳۴ گرام فیرس سلفیٹ ($FeSO_4, 7H_2O$) کو حل کرکے ۱۰۰ مکعب سمر محلول بنایا گیا۔
(ج) ۱٫۹۱ گرام فیرس امونیم سلفیٹ ($FeSO_4, (NH_4)_2 SO_4, 6H_2O$) ۱۰۰ مکعب سمر محلول میں حل کئے گئے۔

(۱۳) طبعی محلول سے کیا مراد ہے؟ $\frac{ط}{۴}$ کاوی سوڈے کے ۱۹٫۳ مکعب سمر کی تعدیل کے لئے $\frac{ط}{۱۰}$ ہائیڈروکلورک ترشہ کے کتنے مکعب سمر صرف ہونگے؟ [۴۸٫۳]

(۱۴) سرکے کے محلول کے ۵۰ مکعب سمر کی تعدیل کے لئے ۴۶٫۸۲ مکعب سمر ۰٫۵۷۴۳ $\frac{ط}{۱۰}$ پوٹاسیم ہائیڈرآکسائیڈ صرف ہوا۔ محلول میں ایسٹک ترشہ کی مقدار فی لیٹر

معلوم کرو۔ (ایسٹک ترشہ = ۶۰) [۳۶۹ گرام]

(۱۵) خالص دھات کے ۱۱۶۵ گرام کو ۴۵۶۹ مکعب سمر $\frac{ط}{۱}$ ہائیڈرو کلورک ترشہ ٹھیک ٹھیک حل کر لیتا ہے۔ دھات کا وزن معادل معلوم کرو۔ [۳۲۶۷]

(۱۶) اگر پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ محلول کے ۴۸ مکعب سمر قلمی فیرس سلفیٹ و $Fe SO_4 7H_2O$ کے ۱۶۳۹ گرام کی تکسید کے لئے کافی ہوتے ہوں تو پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ محلول کی "طبعیت" معلوم کرو۔ [$\frac{۵}{۴۸}$ ط]

[اشارہ:- ۲۷۸ گرام قلمی فیرس سلفیٹ ≡ ۴۹ گرام پوٹاسیم ڈائی کرومیٹ]

(۱۷) سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ و سوڈیم کلورائیڈ کے مرطوب آمیزہ کی تشریح حسب ذیل طریقہ پر کی گئی:- آمیزہ کے ۵ گرام کو حل کر کے ۲۵۰ مکعب سمر محلول بنایا گیا۔ اس محلول کے ۵۰ مکعب سمر کے معائرہ میں $\frac{ط}{۲}$ ترشہ کے ۴۲۶۹ مکعب سمر صرف ہوئے۔ محلول کے ۵۰ مکعب سمر کا $\frac{ط}{۵۰}$ سلور نائٹریٹ سے معائرہ کرنے پر سوڈیم کلورائیڈ کی مکمل ترسیب کے لئے ۲۴۶۲ مکعب سمر صرف ہوئے۔ آمیزہ میں ان اشیاء کا فی صد تناسب معلوم کرو۔ [۸۵۶۸ ، ۲۶۸۳]

(۱۸) ۱۶۰۷۵ گرام قلمی آکسیلک ترشہ ($H_2C_2O_4 , XH_2O$) کو حل کر کے ۲۵۰ مکعب سمر محلول بنایا گیا۔ اس کے ۱۰ مکعب سمر کے معائرہ میں $\frac{ط}{۲۰}$ پوٹاسیم پرمینگانیٹ کے ۲۰ مکعب سمر صرف ہوئے۔ مرکب میں قلماؤ کا پانی معلوم کرو۔ [۲]

(۱۹) ۰۶۳۶ گرام نامعلوم آکسیلک ترشہ کو پانی میں حل کر کے ۱۰۰ مکعب سمر محلول بنایا گیا۔
(ل) اس محلول کے ۱۰ مکعب سمر $\frac{ط}{۲۵}$ پوٹاسیم پرمینگانیٹ کے ۲۰ مکعب سمر کا رنگ کاٹتے ہیں اور (ب) محلول کے ۱۰ مکعب سمر $\frac{ط}{۲۰}$ بیرائیٹا کے ۱۶ مکعب سمر کی تعدیل کرتے ہیں۔ تحویل و ترشہ کی حیثیت سے آکسیلک ترشہ کا وزن معادل معلوم کرو۔ [۴۵]

(۲۰) آبیدہ فیرس امونیم سلفیٹ $[FeSO_4, (NH_4)_2SO_4, XH_2O]$ کے ۶٫۹۲ گرام ۱۰۰ مکعب سمر پانی میں حل کئے گئے اور اس کا ٫۰۶۸ ط/۱ پوٹاشیم پرمینگانیٹ سے معائرہ کیا گیا۔ فیرس نمک کے ۱۰ مکعب سمر پرمینگانیٹ کے ۱۲٫۶۵ مکعب سمر سے تعامل کرتے ہیں۔ فیرس امونیم سلفیٹ میں قلماؤ کے پانی کے سالمات معلوم کرو۔ [۶]

(۲۱) حسب ذیل مساواتوں کی تکمیل کرو :-

(۱) $Fe_2O_3 + CO = Fe_3O_4 + CO_2$ (۲) $Fe_3O_4 + CO = FeO + CO_2$

(۳) $Na_2SO_4 + C = Na_2S + CO_2$ (۴) $Fe + H_3PO_4 = Fe_3(PO_4)_2 + H_2$

(۵) $SiO_2 + C = SiC + CO_2$ (۶) $C_3H_8 + O_2 = CO_2 + H_2O$

(۷) $Pb_3O_4 + Hcl = Pb\,cl_2 + Cl_2 + H_2O$

(۸) $KMnO_4 + Hcl = Kcl + MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

(۹) $Cu + HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$

(۱۰) $Cu + HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

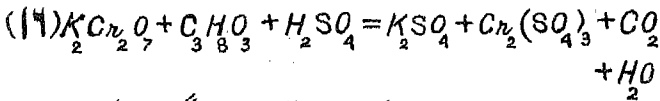
(۱۱) $K_2CrO_4 + HBr = KBr + CrBr_3 + Br_2 + H_2O$

(۱۲) $As_2S_5 + HNO_3 + HCl = AsCl_5 + S + NO_2 + H_2O$

(۱۳) $K_2MnO_4 + H_2SO_4 + CaBr_2 = CaSO_4 + K_2SO_4 + MnSO_4 + Br_2 + H_2O$

(۱۴) $C_2H_5OH + K_2CrO_4 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + C_2H_4O + H_2O$

(۱۵) $KMnO_4 + Na_2C_2O_4 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + MnSO_4 + Na_2SO_4 + CO_2 + H_2O$

(۲۱) $K_2Cr_2O_7 + C_3H_8O_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + CO_2 + H_2O$

(۲۲) (ا) فصل (۱) میں تعاملات کی جو مختلف قسمیں قرار دی گئیں ان کی توضیح کیمیائی مساواتوں سے کرو۔

(ب) فصل (۲) میں بقائے مادہ کے کلیہ کی تصدیق کے لئے تم نے جو تجربے کئے ان کی مساواتیں لکھو۔

(۲۳) پوٹاسیم کلورائیڈ و پوٹاسیم کلوریٹ کے آمیزہ کے ۱۶۵ گرام کو گرم کرنے پر وزن میں ۶۳۹۰ گرام کی کمی ہوئی۔ آمیزہ میں اجزاء کا تناسب کیا ہے؟ [۲ : ۱]

(۲۴) زنک آکسائیڈ و زنک کاربونیٹ کے آمیزہ کے ۲ گرام کو گرم کرنے پر ۶۳۵۲ ۰ گرام کاربن ڈائی آکسائیڈ خارج ہوئی۔ آمیزہ میں اجزاء کا تناسب معلوم کرو۔ [۱ : ۱]

فصل (۹)

مائعات و ٹھوس اشیاء

مائعات گیسوں کی طرح مائعات کی بھی شکل معین نہیں ہوتی۔ لیکن گیسوں کے برخلاف ان کا معین حجم ہوتا ہے جس پر تپش و دباؤ کا اثر نسبتاً قلیل ہوتا ہے۔ گیسوں کے سادہ کلیات کے برخلاف مائعات کے حجم، تپش و دباؤ کے رشتے پیچیدہ ہوتے ہیں۔ اور ان کا انحصار مائع کی نوعیت پر ہوتا ہے۔ گیس کے مقابلہ میں مائع مادہ کی کثیف تر شکل ہے۔ چنانچہ ایک مکعب سمر پانی کو ۱۰۰° پر بھاپ میں تبدیل کرنے پر ۱۶۰۰ مکعب سمر بھاپ بنتی ہے۔ مائعات کے پیچیدہ برتاؤ کی یوں توجیہ کر سکتے ہیں کہ ان کے سالمات کافی قریب ہوتے ہیں۔ جس کے باعث اتصال و کشش کی قوتیں نمایاں طور پر عمل کرتی رہتی ہیں۔ اور گیسی سالمات کی طرح مائع کے سالمات کو آزادانہ حرکت کا کم موقع ملتا ہے۔ مائع کو گیس میں اور گیس کو مائع میں تبدیل کیا جا سکتا ہے۔

کثافت و نوعی حجم کسی شئے کے اکائی حجم کی کمیت کو کثافت (یا کثافت مطلق) کہتے ہیں۔ ٹھوس و مائعات کی کثافت گیسوں کے مقابلہ میں نہایت زیادہ ہوتی ہے۔ مائع یا ٹھوس کی کثافت اضافی وہ نسبت ہے جو کسی تپش پر شئے کے وزن اور مساوی الحجم پانی کے وزن میں پائی جاتی ہے یعنی کثافت اضافی = $\dfrac{\text{ٹھوس یا مائع کا وزن}}{\text{مساوی الحجم پانی کا وزن}}$

کثافت اضافی و کثافت مطلق میں حسب ذیل رشتہ پایا جاتا ہے۔

کثافت مطلق (تشادھ) = کثافت اضافی × پانی کی کثافت مطلق (تشادھ)

اکائی کثافت کے حجم کو نوعی حجم کہتے ہیں۔ نوعی حجم = $\frac{1}{\text{کثافت}}$ - اگر نوعی حجم کو عنصر کے وزن جوہر سے ضرب دیں تو جوہری حجم حاصل ہوتا ہے۔

جوہری حجم = وزن جوہر × نوعی حجم = $\frac{\text{وزن جوہر}}{\text{کثافت}}$

عناصر کے جوہری حجم اور ان کی کیمیائی عاملیت میں گہرا رشتہ پایا جاتا ہے۔

بخاری دباؤ مایع کی سطح پر آہستہ آہستہ بخار بنتا ہے تو اس عمل کو تبخیر کہتے ہیں۔ تبخیر تمام تپشوں پر جاری رہتی ہے۔ معمولی تپش و دباؤ پر یہ عمل سست ہوتا ہے۔ لیکن بلند تپش اور پست دباؤ پر مایع کی تبخیر تیز ہوتی ہے۔ خلا دار نلی میں مایع کو داخل کرنے پر یہ فوراً بخارات میں تبدیل ہوتا ہے۔

مایع کے بخارات گیس کی طرح برتن کی دیواروں پر دباؤ کا اظہار کرتے ہیں۔ کسی تپش پر مایع سے بننے والے بخارات کی مقدار محدود ہوتی ہے اور جب بند فضا میں بخارات کی اعظم مقدار پائی جاتی ہے تو یہ کہا جاتا ہے کہ یہ فضا بخارات سے سیر ہو گئی۔ اس موقع پر بخارات کا دباؤ اعظم قیمت رکھتا ہے۔ مایع کے بخاری دباؤ سے مراد اس کے سیر شدہ بخار کا دباؤ ہے۔ مستقل تپش پر اس کی ایک مستقل قیمت ہوتی ہے۔ بخاری دباؤ مایع کی نوعیت و تپش پر منحصر ہوتا ہے۔ مثلاً ۱۰° م پر آبی بخار کا دباؤ ۹٫۲ ملی میٹر اور ایتھر کا ۲۸۶٫۷ ملی میٹر ہوتا ہے لیکن ۸۰° م پر پانی کا بخاری دباؤ ۳۴۶٫۷ اور ایتھر کا ۷۶۰ ملی میٹر ہوتا ہے۔

جدول ذیل میں مختلف تپشوں پر پانی کے بخار کا دباؤ درج کیا جاتا ہے۔

پانی کا بخاری دباؤ مختلف تپشوں پر

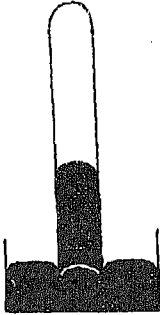
تپش	بخاری دباؤ ملی میٹر	تپش	بخاری دباؤ ملی میٹر	تپش	بخاری دباؤ ملی میٹر	تپش	بخاری دباؤ ملی میٹر
صفر	۴٫۵۷۹	۲۶	۲۵٫۲۰۹	۴۰	۵۵٫۳۲۴	۹۰	۵۲۵٫۷۶
۱۰	۹٫۲۰۹	۲۷	۲۶٫۷۳۹	۵۰	۹۲٫۵۱	۱۰۰	۷۶۰٫۰
۱۵	۱۲٫۷۸۸	۲۸	۲۸٫۳۴۹	۶۰	۱۴۹٫۳۸		
۲۰	۱۷٫۵۳۵	۲۹	۳۰٫۰۴۳	۷۰	۲۳۳٫۷		
۲۵	۲۳٫۷۵۶	۳۰	۳۱٫۸۲۴	۸۰	۳۵۵٫۱		

شکل ۲۵

مایع کے بخاری دباؤ پر تپش کا جو اثر پڑتا ہے وہ منسلکہ ترسیم (شکل ۲۵) کے مطابق ہوتا ہے۔ تپش کے اضافہ سے بخاری دباؤ بڑھتا ہے۔ جب بخاری دباؤ کی قیمت کرۂ ہوائی کے دباؤ کے برابر ہو جاتی ہے تو مایع جوش کھانے لگتا ہے اور تبخیر کا عمل نہایت تیز ہوتا ہے۔ جوش کا عمل دیر تک جاری رہے تو پورا مایع بخارات میں تبدیل ہوتا ہے۔ نقطۂ جوش سے بلند تپشوں پر بخار کی سیر شدگی باقی نہیں رہتی۔

مایع کی کمیت کا بخاری دباؤ پر مطلق اثر نہیں پڑتا۔ نیز سیر شدہ بخار کے ساتھ کوئی گیس یا بخار موجود ہو تو اس کے دباؤ کی قیمت میں فرق نہیں آتا۔ ان صورتوں میں سیر شدہ بخار جزوی دباؤ کے کلیہ کی پابندی کرتا ہے۔ سیر شدہ بخار کو سرد کرنے پر اس کی تکثیف ہوتی ہے اور بخار مایع میں تبدیل ہوتا ہے۔ نیز سیر شدہ بخار پر دباؤ ڈالنے سے

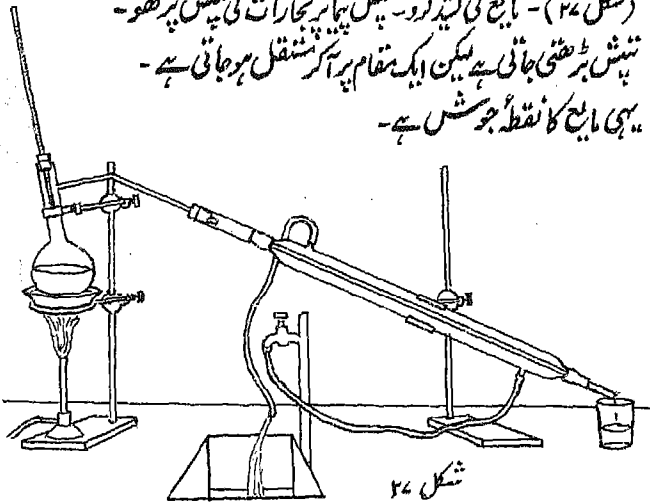
یہ مایع میں تکثیف کرتا ہے۔ پس سیر شدہ بخار پر بائل کے کلیہ کا اطلاق نہیں ہوتا لیکن اگر بخار نا سیر شدہ ہو تو یہ کلیہ بائل کی پابندی کرتا ہے۔

تجربہ (۲۲)۔ بخاری دباؤ کی پیمائش ۔ بار پیمائی نلی (شکل ۲۶) میں پارہ بھر کر اس کو پارہ کی لگن میں اُلٹ دو۔ نلی میں پارہ کی سطح پر خلا پیدا ہو جاتا ہے۔ پارہ کی سطح پڑھو۔ اب مڑے ہوئے منہ کے ناپچہ کے ذریعہ نلی میں مایع کے چند قطرے اندر داخل کرو۔ پارہ کا دُورہ نیچے اترتا ہے۔ کیونکہ مایع خلا میں پہونچ کر بخارات میں تبدیل ہوتا ہے۔ تھوڑا اور مایع اندر داخل کرو۔ پارہ ایک خاص بلندی پر آ کر رُکتا ہے۔ اس وقت پارہ کی سطح پڑھو۔ مزید مایع اندر داخل کرو۔ پارہ کی بلندی پر اثر نہیں پڑتا جس سے ظاہر ہے کہ پارہ کے اوپر کی فضا بخارات سے سیر ہو گئی۔ بخارات کا دباؤ پارہ کے ڈورہ کی ابتدائی بلندی و آخری بلندی کے فرق کے برابر ہوتا ہے۔

شکل ۲۶

بار پیمائی نلی کے اطراف بخاری جاکٹ و تپش پیما لگا کر بخاری دباؤ پر تپش کے اثر کا مطالعہ کیا جا سکتا ہے۔

نقطۂ جوش مایع کے نقطۂ جوش سے مراد اس کی وہ تپش ہے جس پر اس کا بخاری دباؤ کرہ ہوائی کے دباؤ کے برابر ہوتا ہے۔ اگر گرم کرتے وقت مایع کے بخارات کو پمپ وغیرہ کے عمل سے خارج کر کے مائع کی سطح پر دباؤ کم کر دیا جائے تو مائع کا نقطۂ جوش پست ہو جاتا ہے۔ اسی طرح مائع کی سطح پر زیادہ دباؤ عمل کرے تو نقطۂ جوش بڑھتا ہے۔

تجربہ (۲۳) نقطۂ جوش کی تعیین :- مایع کو چھوٹی کشیدی صراحی میں ڈالو۔ اس میں کارک کے ذریعہ تپش پیما لگاؤ۔ تپش پیما کے جوفہ کو مایع میں نہ ڈبویا جائے بلکہ اس کو مایع کے بخارات کے ذریعہ گرم ہونے کا موقع دو۔ صراحی کے ساتھ مکثفہ و قابلہ جوڑ دو۔ (شکل ۲۷) - مایع کی کشید کرو۔ تپش پیما پر بخارات کی تپش پڑھو۔ تپش بڑھتی جاتی ہے لیکن ایک مقام پر آکر مستقل ہو جاتی ہے - یہی مایع کا نقطۂ جوش ہے۔

شکل ۲۷

حرارت تبخیر مایع کو بخار میں تبدیل کرنے کے لئے اس میں حرارت داخل کرنی پڑتی ہے۔ نقطۂ جوش پر مایع کے ایک گرام کو اسی تپش کے بخار میں تبدیل کرنے کے لئے جتنی حرارت درکار ہوتی ہے مایع کی حرارت تبخیر کہلاتی ہے اس کو تبخیر کی حرارت مخفی بھی کہتے ہیں۔

کسی مایع کے ایک گرام سالمہ کی تبخیر میں جو حرارت صرف ہوتی ہے سالمی حرارت تبخیر کہلاتی ہے۔ سالمی حرارت تبخیر = مایع کا سالمی وزن × حرارت تبخیر،

ٹراؤٹن (Trauton) نے تجربات سے معلوم کیا کہ مائع کی سالمی حرارت تبخیر اور نقطۂ جوش (مطلق درجے) کا خارج قسمت ہمیشہ مستقل ہوتا ہے اور اس کی قیمت ۲۱ ہوتی ہے۔

$$\therefore \quad \frac{\text{وزن سالمہ} \times \text{حرارت تبخیر}}{\text{نقطۂ جوش (مطلق درجے)}} = 21$$

اس اصول سے مایع حالت میں شئے کا سالمی وزن معلوم کر سکتے ہیں۔

ٹھوس اشیاء ٹھوس مایع اور گیس کے برخلاف مستقل شکل رکھتے ہیں۔ ان میں سالمات کی باہمی کشش گیسوں اور مایعات کی بہ نسبت نہایت زیادہ ہوتی ہے۔ اسی کی بدولت ٹھوس میں جبلی طاقت اور مضبوطی پائی جاتی ہے۔

اماعت کی حرارت مخفی مائع کو کافی سرد کرنے پر یہ ٹھوس میں تبدیل ہوتا ہے۔ نیز ٹھوس کو گرم کرنے پر یہ مایع (یا بعض وقت گیس) کی حالت اختیار کرتا ہے۔ ایک گرام ٹھوس کے پگھلانے میں حرارت کی جتنی مقدار صرف ہوتی ہے اس کی اماعت کی حرارت مخفی کہلاتی ہے۔ ٹھوس کے گرام سالمہ کو پگھلانے میں جو حرارت درکار ہوتی ہے اس کو گرام سالمی اماعت کی حرارت مخفی کہتے ہیں۔ یعنی گرام سالمی اماعت کی حرارت مخفی = وزن سالمہ × اماعت کی حرارت مخفی۔

ٹھوس اگر براہ راست گیس میں تبدیل ہو تو اس کو تصعید کہتے ہیں اور بخارات کے دباؤ کو تصعید (کا) دباؤ کہا جاتا ہے۔

بعض وقت یہ بتانا مشکل ہوتا ہے کہ شئے ٹھوس ہے یا مایع مثلاً ڈامبر اور شیشہ جو بالعموم ٹھوس سمجھے جاتے ہیں، لزج اور غیر لچکدار مایع کے خواص رکھتے ہیں۔

قلمی و نقلمی اشیاء شکل یا وضع کے اعتبار سے ٹھوس اشیاء کی دو بڑی جماعتیں

ہوتی ہیں۔ قلمی و نقلی۔ قلمی اشیاء میں سالمات و جواہر کی ترتیب باقاعدہ ہوتی ہے۔ جس کی بدولت ان کی وضع منتظم ہندسی شکل کے مماثل ہوتی ہے۔ نقلی اشیاء میں سالمات اسی بے ترتیبی کے عالم میں ہوتے ہیں جو مایع حالت میں پائی جاتی ہے۔ اس بناء پر نقلی اشیاء کے متعلق باور کیا جاتا ہے کہ یہ ایسے مایعات ہیں جن میں بڑی لزوجت اور مضبوطی پائی جاتی ہے۔ اور قلمی وضع ٹھوس حالت کے ساتھ مختص سمجھی جاتی ہے۔

نقلی ٹھوس کو گرم کرنے پر بتدریج نرم ہوتا ہے اور آخر کار مایع کے خواص اختیار کر لیتا ہے۔ لیکن گرم کرنے کے دوران میں ٹھوس سے مایع حالت میں اچانک تبدیلی نہیں ہوتی۔ برخلاف اس کے قلمی شئے کو گرم کرنے پر ٹھوس سے مایع میں تبدیلی نہایت ممتاز و بین ہوتی ہے۔ یہ ایک خاص تپش پر واقع ہوتی ہے جسے ٹھوس کا نقطۂ اماعت کہتے ہیں۔ یہی تپش مایع کا نقطۂ انجماد کہلاتی ہے۔

تجربہ (۲۴) ۔ نقطۂ اماعت کی تعیین :۔ شیشہ کی پتلی نلی کو گرم کرو۔ جب یہ نرم ہو جائے تو اس کو کھینچو تاکہ یہ باریک دیوار والی شعری نلی میں تبدیل ہو جائے۔ اس کا ایک حصہ کاٹ لو اور ایک سرے کو لگو لا کر بند کر دو۔ اسطرح ایک چھوٹی شعری نلی بن جاتی ہے۔ اس میں ٹھوس کی چند قلمیں ڈالو۔ اس کو ربڑ کی پٹی کے ذریعہ تپش پیما کے جوف پر باندھو۔ اب منقارہ میں پانی یا کوئی اور موزوں مایع (مثلاً گلسرین وغیرہ) لیکر تپش پیما و شعری نلی کو اس میں رکھو۔ آہستہ آہستہ گرم کرو۔ اس تپش کو پڑھو جب قلمیں فوراً پگھلتی ہیں۔ بعد ازاں جنتر کو ٹھنڈا ہونے دو۔ پگھلی ہوئی قلمیں منجمد ہوتی ہیں۔ اس وقت دوبارہ تپش پڑھو۔ دونوں مشاہدات کا اوسط نقطۂ اماعت ہوتا ہے۔

ہم وضعی و کثیر الوضعی جب دو مختلف اشیاء ایک ہی قسم کی قلمیں بنائیں تو ان کو ہم وضع اشیاء کہتے ہیں۔ بعض دھاتیں اور مرکبات ایک دوسرے کے ہم وضع ہوتے ہیں۔ اکثر ہم وضع مرکبات میں جواہر کی ترتیب بھی یکساں ہوتی ہے (صفحہ ۱۲۱) تاہم کئی ہم وضع اشیاء اس اصول کی پابندی نہیں کرتیں۔

بعض اشیاء کی ترکیب یکساں ہوتی ہے لیکن ان کے خواص مختلف ہوتے ہیں۔ اس خاصیت کو کثیر الوضعی، ہم ترکیبی، تضاعف ترکیب وغیرہ کہا جاتا ہے۔

کثیر الوضع اشیاء کثیر الوضع اشیاء ٹھوس حالت میں ایک سے زیادہ قلمی وضع میں وجود پذیر ہوتی ہیں۔ کسی شئے کی مختلف قلمی شکلوں کے طبیعی خواص (مثلاً کثافت، نقطۂ اماعت وغیرہ) مختلف ہوتے ہیں۔ مثلاً گندک کی دو شکلیں معین نما و منشوری۔ فاسفورس کی دو شکلیں سفید و سرخ فاسفورس ہیں۔ نیز مرکیورک آئیوڈائیڈ سرخ و زرد شکلوں میں۔ کیلسیم کاربونیٹ کیلسائیٹ و آراگونائیٹ کے طور پر اور سلیکا کوارٹز، ٹرائی ڈی مائیٹ اور کرسٹوبلائیٹ کے طور پر پایا جاتا ہے۔ جب شئے صرف دو قلمی شکلوں میں وجود پذیر ہوتی ہے تو اسے دو وضعی کہا جاتا ہے۔

دو وضعی ٹھوس اشیاء کی صورت میں بالعموم ایسی تپش پائی جاتی ہے جس سے پست تر تپشوں پر ایک شکل قیام پذیر ہوتی ہے اور بلند تر تپشوں پر دوسری شکل قیام پذیر ہوتی ہے۔ اس کو شئے کا نقطۂ مرور کہتے ہیں۔ اس تپش پر شئے کی دونوں شکلیں ایک ساتھ موجود رہتی ہیں لیکن بلند تر اور کمتر تپشوں پر کوئی ایک شکل وجود پذیر ہوتی ہے۔ چنانچہ ۶۵ء۹۵ م سے نیچے معین نما گندک اور بلند تر تپشوں پر منشوری گندک

قیام پذیر ہوتی ہے۔ اور یہ گندک کا نقطۂ مرور ہے اسی طرح مرکیورک آکسائیڈ کا نقطۂ مرور ۱۲۶ ہے۔

بعض دو وضعی اشیاء کا نقطۂ مرور نہیں ہوتا چنانچہ سفید فاسفورس ہمیشہ سرخ فاسفورس میں تبدیل ہوتی ہے لیکن محض تپش بدل کر سرخ فاسفورس کو سفید فاسفورس میں تبدیل نہیں کیا جا سکتا بلکہ اس کو بخارات میں تبدیل کر کے بخارات کو فوراً سرد کرنے پر سفید فاسفورس حاصل ہوتی ہے۔

بہروپ اگر عنصر کثیر الوضع ہو تو اس کی مختلف شکلوں کو بہروپ کا نام دیا جاتا ہے۔ یہ اصطلاح ٹھوس اور غیر ٹھوس تمام عناصر کے لئے استعمال کی جاتی ہے۔ چنانچہ اوزون آکسیجن کا بہروپ سمجھا جاتا ہے۔ ہر عنصر کی قلمی اشکال کو بھی بہروپ کہتے ہیں۔ مثلاً کاربن کے بہروپوں میں ہیرہ و گریفائیٹ کے علاوہ غیر قلمی کاربن یا کوئلہ بھی داخل ہے۔ اسی طرح ملائم گندک، گندک کا ایک بہروپ ہے۔

اکثر عناصر کے بہروپ وجود پذیر ہیں۔ ادھاتوں میں اس کی زیادہ مثالیں ملتی ہیں۔ ابتداً میں یہ سمجھا جاتا تھا کہ بہروپی ادھاتوں کی مخصوص خاصیت ہے۔ تاہم بعض دھاتوں کے بہروپ بھی وجود پذیر ہیں۔ مثلاً قلعی کے دو بہروپ (خاکستری وسفید قلعی) اور لوہے کے تین بہروپ پائے جاتے ہیں۔ بالعموم بہروپوں کے طبعی خواص میں اختلاف پایا جاتا ہے۔ مثلاً قلمی وضع، کثافت، حل پذیری، نقطۂ اماعت، حرارت احتراق وغیرہ۔ لیکن بعض صورتوں میں کیمیائی خواص (یا کیمیائی عاملیت) کا بھی فرق ہوتا ہے۔ مثلاً اوزون، آکسیجن سے زیادہ تکسیدی عامل ہے۔ سفید فاسفورس سرخ فاسفورس کے مقابلہ میں تکسید کو جلد قبول کرتی ہے۔

بہروپی کا سبب ٹھیک طور پر معلوم نہیں۔ یہ سمجھا جاتا ہے کہ مختلف بہروپیوں میں (۱) سالمات کی ترتیب و اجتماع مختلف ہوتا ہے۔ یا (۲) سالمہ کے اندر جواہر کی تعداد مختلف ہوتی ہے۔ چنانچہ اوزون سہ جوہری سالمات پر مشتمل ہوتا ہے۔ آکسیجن دو جوہری ہوتی ہے۔ ٹھوس عناصر کی صورت میں غالباً سالمات کی ترتیب مختلف ہوتی ہے۔

ہم ترکیبی ایسے مرکبات جن کی ترکیب اور سالمی اوزان یکساں ہوتے ہیں لیکن خواص مختلف ہوتے ہیں ہم ترکیب کہلاتے ہیں۔ ان اشیاء کے سالمات میں جواہر کی ترتیب مختلف ہوتی ہے۔ مثلاً بیوٹین کے دو ہم ترکیب پائے جاتے ہیں۔

(۱) طبعی بیوٹین

$$H-\underset{H}{\overset{H}{C}}-\underset{H}{\overset{H}{C}}-\underset{H}{\overset{H}{C}}-\underset{H}{\overset{H}{C}}-H$$

یا مختصراً $CH_3.CH_2.CH_2.CH_3$

(۲) آئسو بیوٹین

$$H-\underset{H}{\overset{H}{C}}-\underset{H-\underset{H}{C}-H}{\overset{H}{C}}-\underset{H}{\overset{H}{C}}-H$$

یا مختصراً $CH.(CH_3)_3$

ہم ترکیبی کی ایک خاص صورت مناظری ہم ترکیبی ہے جس پر آگے چل کر بحث کی جائیگی۔

تضاعف ترکیب بعض وقت دو اشیاء کی ترکیب یکساں ہوتی ہے لیکن ایک شئے کا سالمی وزن دوسری شئے کا ضعف ہوتا ہے۔ اس خاصیت کو تضاعف ترکیب کہتے ہیں۔ مثلاً سائینیورک ترشہ ($H_3C_3N_3O_3$) سائینک ترشہ ($HCNO$) کا مضاعف ہے۔ اسی طرح پیرالڈی ہائیڈ ($C_6H_{12}O_3$) ایسٹ الڈی ہائیڈ (C_2H_4O) کا اور بنزین (C_6H_6) ایسٹیلین (C_2H_2) کا ترکیبی مضاعف ہے۔ تضاعف ترکیب

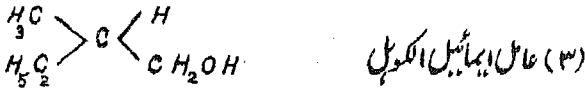
کی اصطلاح صرف اس وقت استعمال کی جاتی ہے جبکہ اشیاء کو ایک دوسرے میں براہ راست تبدیل کیا جا سکے۔ چنانچہ ایسٹک ترشہ ($C_2H_4O_2$) کو فارم الڈی ہائیڈ (CH_2O) کا مضاعف نہیں سمجھا جاتا۔

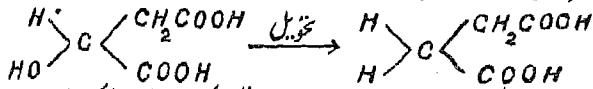
مناظری عاملیت جب نور کی شعاعوں کا ارتعاش صرف ایک ہی مستوی میں محدود ہوتا ہے تو نور مقطب کہلاتا ہے۔ مقطب نور پیدا کرنے کے لئے معمولی روشنی نیکول کے منشور میں گزاری جاتی ہے۔ اگر دو نیکولی منشور ایک دوسرے کے علی القوائم رکھے جائیں اور روشنی گزاری جائے تو روشنی پہلے منشور میں سے گزر کر مقطب ہو جاتی ہے۔ اور دوسرے منشور میں اس کا گزر رک جاتا ہے۔ اب فرض کرو کہ عامل ایمائیل الکوہل کو شیشہ کی نلی میں ڈال کر ان دو منشوروں کے مابین رکھ دیتے ہیں۔ اس کا اثر یہ ہوتا ہے کہ روشنی اپنی سمت سے پھر جاتی ہے۔ چنانچہ پہلے نیکولی منشور میں سے گزرنے والے نور کا کچھ حصہ دوسرے منشور میں سے بھی گزر سکتا ہے۔ مقطب شعاع کے ارتعاشی مستوی کی تبدیلی کو **مناظری تحویل** کہتے ہیں۔ جن اشیاء میں یہ خاصیت پائی جاتی ہے وہ **مناظری عامل** کہلاتے ہیں۔ اگر شئے مقطب روشنی کو سیدھی سمت میں گھمائے تو اس کو "یمینی محول" کہتے ہیں اور اگر بائیں جانب گھمائے تو یہ "یساری محول" کہلاتی ہے۔ مقطب روشنی جس زاویہ میں گھومتی ہے اس کو "زاویۂ تحویل" کہتے ہیں۔ اس زاویہ کا انحصار شئے کی نوعیت کے علاوہ اس استوانہ پر بھی ہوتا ہے جس میں مائع رکھا رہتا ہے اور جس میں سے روشنی گزرتی ہے۔ علاوہ ازیں مستعملہ نور کے طول موج اور تجربہ کی تپش کا بھی اس پر اثر پڑتا ہے۔ تقطیب پیما سے اس کی قیمت معلوم کی جاتی ہے۔ معیاری پیمائشات میں سوڈیم کی پیلی روشنی استعمال کی جاتی ہے۔

مناظری عامل اشیاء کی کیمیائی ترکیب کے مطالعہ سے نتیجہ نکلتا ہے کہ ان میں کاربن کا بیڈول جوہر پایا جاتا ہے جس سے مراد ایسا جوہر ہے جس کی چاروں گرفتیں چار مختلف قسم کے اصلیوں سے مربوط ہوں۔ مثلاً (۱) لیکٹک ترشہ (۲) میالک ترشہ

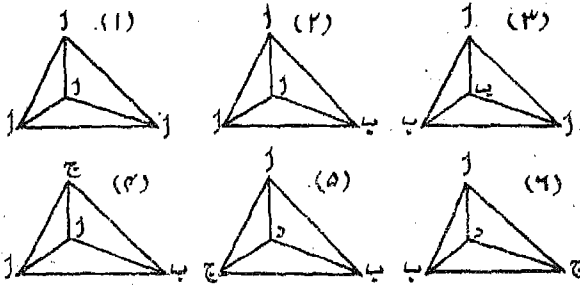
$$\begin{matrix} H \\ HO \end{matrix} > C < \begin{matrix} CH_2COOH \\ COOH \end{matrix} \qquad \begin{matrix} H_3C \\ H \end{matrix} > C < \begin{matrix} OH \\ COOH \end{matrix}$$

(۳) عامل ایمائیل الکوہل

$$\begin{matrix} H_3C \\ H_5C_2 \end{matrix} > C < \begin{matrix} H \\ CH_2OH \end{matrix}$$

اب اگر کسی تدبیر سے ان مرکبات میں جوہر کے بے ڈول پن کو دور کیا جائے تو مناظری عاملیت دور ہو جاتی ہے۔ مثلاً میالک ترشہ کی (جو مناظری عامل ہے) تحویل سے سکسنک ترشہ بنتا ہے جو مناظری طور پر غیر عامل ہوتا ہے کیونکہ اس میں کاربن کا بے ڈول جوہر نہیں ہوتا۔

$$\begin{matrix} H \\ HO \end{matrix} > C < \begin{matrix} CH_2COOH \\ COOH \end{matrix} \xrightarrow{\text{تحویل}} \begin{matrix} H \\ H \end{matrix} > C < \begin{matrix} CH_2COOH \\ COOH \end{matrix}$$

مناظری عامل اشیاء پر تجربات سے یہ بات ظاہر ہوتی ہے کہ ہر یمینی محول کے مقابل ایک یساری محول پایا جاتا ہے۔ ان دونوں کی کیمیائی ترکیب یکساں ہوتی ہے اور طبیعی و کیمیائی خواص بھی یکساں ہوتے ہیں۔ ان میں صرف مناظری عاملیت کا فرق ہوتا ہے۔ ان مرکبات کو مناظری ہم ترکیب کہتے ہیں۔ مناظری ہم ترکیبی کی اس طرح توجیہ کی جاتی ہے کہ کاربن کے جوہر کے اطراف جو چار اصلیئے ہوتے ہیں ان کی ترتیب ایک سطح میں نہیں ہوتی بلکہ یہ ایک فضا میں مرتب ہوتے ہیں۔ یہ تصور کیا جاتا ہے کہ کاربن کا جوہر ایک چوضلعی مجسم کے مرکز پر ہوتا ہے۔ اور اس کے ہر گوشے پر ایک اصلیہ ہوتا ہے۔ اب کاربن سے ترکیب کھانے والے چاروں اصلیئے ایک قسم کے ہو سکتے ہیں یا مختلف قسم کے۔ اس طرح جو مرکبات

بنتے ہیں ان کی فضائی ترتیب حسب ذیل خاکوں (شکل ۲۸) کے مطابق ہوتی ہے۔ (خاکوں میں چو ضلعی مجسم کے گوشے بتائے گئے ہیں مرکز نہیں بتایا گیا۔ ا، ب، ج، د سے مراد کاربن سے ترکیب کھانے والے اصلیے)۔

شکل (۲۸)

مرکب نمبر (۱) تا (۴) مناظری طور پر غیر عامل ہوتے ہیں۔ ان تمام صورتوں میں ہر نمونہ کی صرف ایک شکل وجود پذیر ہو سکتی ہے۔ لیکن مرکب نمبر (۵) و نمبر (۶) مناظری طور پر عامل ہوتے ہیں۔ غور کرنے پر معلوم ہوگا کہ یہ دونوں ایک دوسرے کے مناظری عکس (یا Mirror image) ہیں۔ مرکب نمبر (۵) کا عکس آئینہ میں مرکب نمبر (۶) کے مطابق ہوتا ہے۔ پس مناظری تحویل کے لحاظ سے یہ دونوں نمونے ایک دوسرے کی ضد ہوتے ہیں۔ ایک یمینی محول ہوتا ہے تو دوسرا یساری محول۔ اب ان دونوں کی مساوی سالمی مقداریں باہم ملائی جائیں تو آمیزہ مناظری طور پر غیر عامل ہوتا ہے اس کو مناظری عاملوں کا ریسمک آمیزہ کہتے ہیں۔

مناظری عاملیت ان مرکبات میں بھی پائی جاتی ہے جن میں سلیکان یا نائٹروجن کا بے ڈول جوہر ہوتا ہے۔

خلاصہ

مائع میں سالمات قریب قریب ہوتے ہیں اور ان میں اتصال و کشش کی قوتیں نمایاں طور پر عمل کرتی ہیں۔ مائع کے بخارات کا ایک خاص دباؤ ہوتا ہے۔ مائع کے سیر شدہ بخارات کا جو دباؤ ہوتا ہے اس کا بخاری دباؤ کہلاتا ہے۔ اس کا انحصار مائع کی مقدار پر نہیں ہوتا بلکہ تپش پر ہوتا ہے۔ مائع کے نقطہ جوش سے مراد وہ تپش ہے جس پر اس کا بخاری دباؤ کرہ ہوائی کے دباؤ کے مساوی ہوتا ہے۔

ٹھوس میں سالمات نہایت قریب قریب ہوتے ہیں اور ان میں باہمی کشش زیادہ ہوتی ہے۔ ٹھوس قلمی و نقلمی شکل میں پائے جاتے ہیں۔ نقلمی ٹھوس کے خواص نہایت لزج مائع کے سے ہوتے ہیں۔ قلمی وضع ٹھوس کے لئے مخصوص سمجھی جاتی ہے۔ ہر قلمی ٹھوس کا ایک خاص نقطہ اماعت ہوتا ہے۔ بعض ٹھوس اشیاء ہم وضع ہوتی ہیں۔ بعض دو وضعی یا کثیر الوضع ہوتی ہیں۔ اکثر دو وضعی اشیاء کا ایک خاص نقطہ مرور ہوتا ہے۔ کثیر الوضع عنصر کی مختلف شکلوں کو بہروپ کہتے ہیں۔ بعض مرکبات میں ہم ترکیبی و تضاعف ترکیب کی خاصیت پائی جاتی ہے۔ ہم ترکیبی کی ایک خاص صورت مناظری ہم ترکیبی ہے۔

سوالات

(۱) کثافت مطلق و کثافت اضافی کا فرق واضح کرو۔
(۲) نوعی حجم، جوہری حجم، حرارت تبخیر، نقطۂ جوش و نقطۂ اماعت کی تعریف کرو۔
(۳) بخاری دباؤ سے کیا مراد ہے؟ اس پر کمیت و تپش کا کیا اثر پڑتا ہے؟

(۴) ہم وضع، کثیر الوضع، ہم ترکیب، ترکیبی اضعاف کا مفہوم سمجھاؤ۔

(۵) نقطۂ جوش سے کیا مراد ہے؟ بنزین کا نقطۂ جوش تم کیونکر معلوم کرو گے؟

(۶) (ا) نقطۂ اماعت و نقطۂ مرور میں کیا فرق ہے؟

(ب) ٹھوس کا نقطۂ اماعت کیونکر متعین کیا جاتا ہے؟

(۷) بہروپ سے کیا مراد ہے؟ کاربن کو پیش نظر رکھ کر بہروپیوں کے خواص کے فرق کی توضیح کرو۔

(۸) مناظری عاملیت و مناظری ہم ترکیبی کے متعلق تمہیں جو کچھ معلوم ہو لکھو۔

فصل (۱۰)

محلولوں کے خواص

آمیزہ جب کبھی دو اشیاء کیمیائی تعامل کے بغیر ایک ساتھ پائی جائیں تو اس کو ان کا آمیزہ کہتے ہیں۔ آمیزہ کی بڑی خصوصیت یہ ہے کہ اس کا ہر جزیوں عمل کرتا ہے گویا کہ دوسرا جز موجود نہیں۔ آمیزہ میں ہر جز کے خواص وہی ہوتے ہیں جو خالص حالت میں ہوتے ہیں۔ پس آمیزہ کے خواص اجزاء کے خواص کا حاصل جمع ہوتے ہیں۔ چنانچہ لوہے اور گندک کے آمیزہ میں ان دو اشیاء کے خواص پائے جاتے ہیں اور ہوا میں آکسیجن و نائٹروجن کے خواص ہوتے ہیں۔ آمیزہ کی ایک اور خصوصیت یہ ہے کہ اس میں اجزا کو ہر تناسب میں باہم ملایا جا سکتا ہے چنانچہ ۱۰۰ گرام لوہچون میں ایک گرام گندک ملائیں یا کئی گرام گندک ہر صورت میں ایک آمیزہ بنتا ہے۔ اس کے برخلاف مرکب میں اجزاء کا تناسب مستقل ہوتا ہے۔ اور ترکیبی عناصر کے جواہر کی صحیح تعداد پائی جاتی ہے۔ نیز مرکب کے خواص ترکیبی عناصر کے خواص سے مختلف ہوتے ہیں مرکب اور آمیزہ میں ایک اور فرق یہ ہے کہ مرکب کی پیدائش میں حرارت جذب یا خارج ہوتی ہے۔ لیکن آمیزہ کے بننے میں حرارتی تغیر نہیں ہوتا۔

لوہے اور گندک کے آمیزہ کے معائنہ سے فوراً معلوم ہوتا ہے کہ دو مختلف اشیاء موجود ہیں۔ یہ غیر متجانس آمیزہ کہلاتا ہے۔ ایسے آمیزہ میں دو مختلف جسموں کی شناخت میں مطلق تکلف نہیں ہوتا۔ لیکن ہوا ایسا آمیزہ ہے جس کے متعلق بظاہر

یہ خیال نہیں ہوتا کہ یہ دو مختلف اشیاء پر مشتمل ہے اور یہ خیال ہوتا ہے کہ محض ایک شئے موجود ہے۔ ایسے آمیزہ کو متجانس کہتے ہیں۔

محلول محلول دو یا زیادہ مختلف سالمی انواع کا متجانس آمیزہ ہے۔ اس کی بڑی خصوصیت "تجانس" ہے۔ محلول کو دیکھنے سے یہ نہیں معلوم ہوتا کہ دو مختلف اشیاء موجود ہیں۔ محلول روشنی کے لئے شفاف ہوتا ہے اور روشنی کو منتشر نہیں کرتا۔ محلول کو رکھ چھوڑیں تو ذرات میں علیحدہ ہونے یا تہ نشین ہونے کا میلان نہیں پایا جاتا۔ اور حل ہونے والی شئے نہایت چھوٹے ذرات میں بٹ کر دوسری شئے کے جسم میں پھیل جاتی ہے۔ یہ ذرات تقریباً سالمی ابعاد کے ہوتے ہیں۔ ان کو طاقتور سے طاقتور خورد بین سے بھی نہیں دیکھا جا سکتا۔

محلول آمیزہ سے اس حد تک مختلف ہے کہ اکثر صورتوں میں محلول کے اجزا کا تناسب لا انتہا طور پر نہیں بدلا جا سکتا۔ نیز بعض اشیاء محلول بناتے وقت حرارت جذب یا خارج کرتی ہیں۔

محلول کے دو اجزائے ترکیبی ہوتے ہیں۔ **محلل** اور **منحل**۔ ان میں کوئی بنیادی فرق نہیں۔ جب محلول کا ایک جز مائع ہو تو ہمیشہ اسی کو محلل قرار دیا جاتا ہے۔ لیکن دو مایعات کا محلول پیش نظر ہو تو اس میں جس شئے کی مقدار زیادہ ہوتی ہے وہ محلل کہلاتی ہے اور دوسری شئے منحل ہوتی ہے۔

محلول کی قسمیں اجزائے ترکیبی کی نوعیت کو ملحوظ رکھ کر محلولوں کو سرسری طور پر تین جماعتوں میں تقسیم کیا جاتا ہے۔ (ا) ایسے محلول جن میں محلل و منحل گیس ہوں **گیسی آمیزے** کہلاتے ہیں۔ ان کے خواص حقیقی آمیزہ کے سے ہوتے ہیں۔

اس کی تصدیق جزوی دباؤ کے کلیہ سے ہوتی ہے (صفحہ ۶۹)۔ (۲) ایسے محلول جن میں محلل مایع ہو اور منحل گیس۔ مایع یا ٹھوس ہو حقیقی محلول کہلاتے ہیں۔ یہ جماعت نہایت اہم ہے کیونکہ قدرت میں اور تجربہ خانہ میں اکثر تعاملات مایع محلول میں واقع ہوتے ہیں۔ فصل ہذا میں ان کے خواص کا مطالعہ کیا جائیگا۔ (۳) جب محلل و منحل ٹھوس اشیاء ہوں تو ٹھوس محلول بنتا ہے۔ اس کی مثال مخلوط قلمیں و بھرتیں ہیں۔

حل پذیری و محللانہ طاقت

مایع میں کسی شئے کے حل ہونے کی خاصیت کو حل پذیری کہتے ہیں۔ جب گیس گیس میں یا مایع مایع میں اور ٹھوس ٹھوس میں حل پذیر ہو تو خلط پذیری کی اصطلاح استعمال کی جاتی ہے۔ مایع کے حل کرنے کی قابلیت کو محللانہ طاقت کہتے ہیں۔

محلول کے بننے کا انحصار محلل و منحل دونوں پر ہوتا ہے۔ کوئی شئے تمام منحلوں کے لئے محلل کا کام نہیں کرتی۔ اسی طرح کوئی منحل تمام محللوں میں حل نہیں ہوتا۔ ہر شئے کسی خاص محلل میں حل ہوجاتی ہے اور اس کا محلول بنانے کے لئے موزوں محلل کا انتخاب ضروری ہے۔ اکثر غیر نامیاتی مرکبات کے لئے پانی عام محلل ہے۔ اکثر نامیاتی اشیاء پانی میں حل نہیں ہوتیں۔ لیکن نامیاتی محللوں مثلاً ایتھر، کلوروفارم، بنزین وغیرہ میں حل ہوجاتی ہیں۔

اس نقطۂ نظر سے اشیاء کا مطالعہ کرنے پر بعض دلچسپ امور کا انکشاف ہوتا ہے۔ مثلاً بندوقی روئی (سلولوز نائٹریٹ) الکوہل و ایتھر کے آمیزہ میں حل ہوتی ہے۔ حالانکہ جداگانہ طور پر کسی ایک مایع میں حل نہیں ہوتی۔ برخلاف اس کے سلولوز ایسیٹیٹ ایتھر و الکوہل میں جداگانہ حل ہوتا ہے۔ ان کے آمیزہ میں حل نہیں ہوتا۔ نیز سلوور فلورائیڈ پانی میں حل پذیر ہوتا ہے لیکن سلور کلورائیڈ، برومائیڈ و آیوڈائیڈ

حل نہیں ہوتے - حالانکہ کیلسیم فلورائیڈ پانی میں ناحل پذیر ہے اور کیلسیم کلورائیڈ، برومائیڈ و آئیوڈائیڈ حل ہو جاتے ہیں - ان امور سے نتیجہ نکلتا ہے کہ حل پذیری اور محللانہ طاقت بڑی حد تک ایک نوعی خاصیت ہے -

محلول کی تیاری مایع کی سطح کو گیس کے لئے عاری کر دیا جائے تو سطح کا مایع گیس سے سیر ہوتا ہے اور پھر گیس آہستہ آہستہ پورے مایع میں نفوذ کرتی ہے - لیکن اگر گیس میں مایع کو فوارہ کے طور پر داخل کریں یا مایع کے اندر گیس کو بلبلوں کی شکل میں گزارا جائے تو محلول فوراً بنتا ہے -

دو مایعات کا محلول بنانا ہو تو ان کو ایک افتراقی قیف میں لے کر دیر تک ہلایا جاتا ہے -

ٹھوس شئے کے محلول کے لئے اس کو باریک پیستے ہیں اور سفوف کو ایک منقارہ میں لے کر پانی (یا مایع) ڈالا جاتا ہے اور شیشہ کی سلاخ سے اس وقت تک ہلایا جاتا ہے جب تک کہ محلول صاف نہ ہو جائے (یعنی اس میں گدلاپن یا معلق ذرات موجود نہ ہوں) -

سیر شدہ محلول عام طور پر محلل کی معین مقدار منحل کی ایک خاص مقدار کو حل کر لیتی ہے - جب محلل منحل کی مزید مقدار کو حل کرنے کے قابل نہ رہے تو یہ کہتے ہیں کہ محلل منحل سے سیر ہو گیا - اس طرح جو محلول بنتا ہے سیر شدہ کہلاتا ہے - اگر محلول میں منحل کی مقدار محلل کو سیر کر لینے کے ناقابل ہو تو محلول ناسیر شدہ ہوتا ہے - چنانچہ پانی کی معین مقدار میں تھوڑا سا سلور نائٹریٹ ملائیں تو اس کا ناسیر شدہ محلول بنتا ہے - اس میں نمک کی مزید مقدار ملانے پر حل ہو جاتی ہے - محلول میں اس طرح مسلسل طور پر سلور نائٹریٹ کی تھوڑی تھوڑی مقدار ملائی جائے تو معلوم ہو گا کہ ایک موقع پر سلور نائٹریٹ کی کچھ مقدار

نہ نشیں ہوتی ہے ۔ یہ سیر شدگی کی علامت ہے ۔ اس طرح تجربہ کرنے پر معلوم ہوتا ہے کہ ۱۸°م پر ۱۰۰ گرام پانی میں ۲۱۵ گرام سلور نائٹریٹ حل ہوتا ہے اور زاید مقدار تہہ نشیں ہوتی ہے ۔ پانی کی یہی مقدار ۱۸°م پر ۶.۷ گرام پوٹاسیم کلوریٹ کو حل کر کے سیر شدہ محلول بناتی ہے ۔ لیکن سلور کلورائیڈ کے سیر شدہ محلول میں اس نمک کی مقدار صرف ۰.۰۰۱۳% ہوتی ہے ۔

اگر محلول میں منحل کی قلیل مقدار ہو تو ہلکا یا محلول بنتا ہے ۔ منحل کی مقدار زیادہ ہو تو مرتکز محلول ۔ سیر شدہ محلول کا مرتکز بھی ہونا ضروری نہیں ۔ چنانچہ سلور کلورائیڈ کا سیر شدہ محلول نہایت ہلکا یا ہوتا ہے ۔

کسی تپش پر محلل کی معین مقدار میں منحل کی جو اعظم مقدار حل ہوتی ہے اس کی حل پذیری کہلاتی ہے ۔ متذکرہ مثالوں میں ۱۸°م پر سلور نائٹریٹ کی حل پذیری ۲۱۵ ۔ پوٹاسیم کلوریٹ کی ۶.۷ اور سلور کلورائیڈ کی ۰.۰۰۱۳% ہوتی ہے ۔ اس سے ظاہر ہے کہ سلور نائٹریٹ پانی میں نہایت حل پذیر ہے ۔ پوٹاسیم کلوریٹ معتدل طور پر حل ہوتا ہے اور سلور کلورائیڈ تقریباً ناحل پذیر ہے ۔

بعض اشیاء کی حل پذیری غیر محدود ہوتی ہے اور کسی طرح بھی سیر شدہ محلول نہیں بنتا ۔ اس کی مثال پانی و الکوہل ہیں جن کو ہر تناسب میں ایک دوسرے میں ملایا جا سکتا ہے اور سیر شدہ محلول نہیں بنتا ۔ اس قسم کی اشیاء کو بہر تناسب خلط پذیر کہتے ہیں ۔

اگر کسی محلل کو بلند تپش پر منحل سے سیر کر کے محلول کو ٹھنڈا کریں اور اس میں منحل کا ایک شائبہ ڈال دیں تو منحل محلول سے جدا ہوتا ہے ۔ منحل مائع ہو تو کہر کے طور پر نمودار ہوتا ہے اور محلول گدلا ہو جاتا ہے ۔ پانی و فنول کے سیر شدہ محلول کو سرد کرنے پر یہی ہوتا ہے ۔

لیکن منحل ٹھوس ہو تو یہ قلموں کے طور پر جدا ہوتا ہے۔ اس کو قلماؤ کا عمل کہتے ہیں۔ ہلکائے محلول سے قلمیں حاصل کرنا ہو تو اس کو تبخیر کے ذریعہ مرتکز کر لیا جاتا ہے۔

جب ٹھوس کے سیر شدہ محلول کو ٹھوس کی غیر موجودگی میں سرد کیا جائے تو محلول سے قلمیں جدا نہیں ہوتیں۔ اور محلول پر سیر ہو جاتا ہے۔ پر سیر محلول کو سلاخ سے ہلانے پر (یا شئے کی ایک قلم اس میں ڈالنے پر) فوراً قلمیں بنتی ہیں۔ سیر شدہ محلول بناتے وقت اس بات کا خیال رکھنا ضروری ہے کہ منحل کی کچھ زاید مقدار باقی رہے اور ٹھوس محلول کے ساتھ توازن میں ہو۔

محلول کا ارتکاز محلول کا ارتکاز وزن کی طبیعی یا کیمیائی اکائیوں میں ظاہر کیا جاتا ہے۔ جب طبیعی اکائیاں استعمال کی جائیں تو یہ بتایا جاتا ہے کہ محلول کے ۱۰۰ گرام یا ۱۰۰ مکعب سمر میں منحل کے کتنے گرام حل کئے گئے۔ کیمیائی اکائیوں میں محلول کے ایک لیٹر میں منحل کے گرام معادل یا گرام سالمات کی تعداد بتائی جاتی ہے۔ جب محلول کے ایک لیٹر میں منحل کا ایک گرام سالمہ حل کیا جائے تو گرام سالمی محلول بنتا ہے۔ لیکن محلول کے ایک لیٹر میں منحل کا ایک گرام معادل حل کرنے پر طبیعی محلول بنتا ہے۔ طبیعی محلولوں کی صورت میں یہ بتانا ضروری ہے کہ محلول کی طبیعت تعدیل کے اعتبار سے ہے یا تکسید و تحویل کے اعتبار سے صت ۱۶۸-۱۶۲۔ محلول کا ارتکاز کسی ایک اکائی میں معلوم ہو تو اس کو دوسری اکائیوں میں تبدیل کر سکتے ہیں۔

مثال - بیریم کلورئیڈ کے آبی محلول میں نمک کی مقدار ۵ گرام فی ۱۰۰ گرام محلول ہے۔ محلول کی کثافت ۱٫۰۴۴۵ ہے۔ اس کا ارتکاز مختلف اکائیوں میں محسوب کیجئے۔

(ا) ۱۰۰ گرام محلول میں ۵ گرام منحل موجود ہے۔ پس محلول کا فی صد ارتکاز ۵٪ ہے۔

(۲) بیریم کلورائیڈ کا گرام سالمہ = ۲۰۸٫۲۴ - محلول کا حجم = $\frac{۱۰۰}{۱۶۰٫۴۴۵}$ مکعب سمر
اور اس میں گرام سالمات کی تعداد = $\frac{۵}{۲۰۸٫۲۴}$
یعنی $\frac{۱۰۰}{۱۶۰٫۴۴۵}$ مکعب سمر محلول میں $\frac{۵}{۲۰۸٫۲۴}$ گرام سالمات بیریم کلورائیڈ
۱۰۰۰ مکعب سمر محلول میں $\frac{۵}{۲۰۸٫۲۴} \times \frac{۱۶۰٫۴۴۵}{۱۰۰} \times ۱۰۰۰ = \frac{۱}{۴}$

یعنی محلول $\frac{۱}{۴}$ گرام سالمی ہے -

(۳) بیریم کلورائیڈ کا وزن معادل = $\frac{۱}{۲}$ گرام سالمہ - یعنی محلول $\frac{۱}{۸}$ طبعی ہوتا ہے -

گیسوں کی حل پذیری | پانی میں گیسوں کی حل پذیری محدود ہوتی ہے - گیس کی حل پذیری کا انحصار (۱) گیس کی نوعیت - (۲) تپش اور (۳) گیس کے دباؤ پر ہوتا ہے -

جن گیسوں میں نمایاں اساسی یا ترشئی خواص پائے جاتے ہیں - مثلاً امونیا - ہائیڈروجن کلورائیڈ وغیرہ پانی میں نہایت حل پذیر ہوتی ہیں - اسی طرح آسانی مایع میں تبدیل ہونیوالی گیسیں مثلاً سلفر ڈائی آکسائیڈ ، ہائیڈروجن سلفائیڈ وغیرہ پانی میں زیادہ حل ہوتی ہیں - تعدیلی گیسیں اور ایسی گیسیں جن کی اماعت مشکل ہوتی ہے پانی میں کم حل ہوتی ہیں - مثلاً ہائیڈروجن ، آکسیجن ، نائٹروجن وغیرہ -

گیسوں کی حل پذیری تپش کے اضافہ سے کم ہوتی ہے - اس کی وجہ یہ ہے کہ گیسیں مایعات کے مقابلہ میں زیادہ طیران پذیر ہوتی ہیں اور اضافۂ تپش سے ان کو طیران کا موقع ملتا ہے -

ہنری کا کلیہ | گیس کی حل پذیری اور دباؤ کا تعلق ہنری کے کلیہ سے واضح ہوتا ہے :- اگر تپش مستقل ہو تو محلل کی معین مقدار میں گیس کی

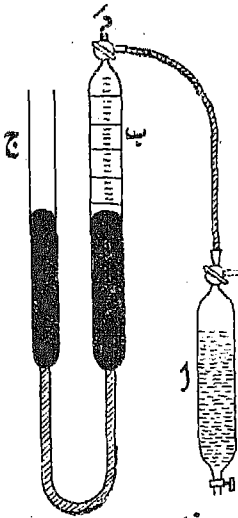
جو مقدار حل ہوتی ہے وہ اس کے دباؤ کے متناسب ہوتی ہے۔ اگر حل ہونے والی گیس کی مقدار ل گیس کا دباؤ د ہو تو ہنری کے کلیہ سے ل ∝ د یا $\frac{ل}{د}$ = ج (جہاں ج = ایک مستقل) مثلاً ۰° م پر پانی کی کسی مقدار میں کرہ ہوائی کے دباؤ پر ایک گرام آکسیجن حل ہوتی ہے تو ۲ کرات ہوائی کے دباؤ پر پانی کی یہی مقدار ۲ گرام آکسیجن کو حل کر لیتی ہے۔

بائل کے کلیہ سے دباؤ کے دگنا کرنے پر گیس کا حجم نصف ہو جاتا ہے اور ۲ گرام آکسیجن ۲ کرات ہوائی کے دباؤ پر اسی قدر حجم رکھتی ہے جس قدر حجم ایک کرہ ہوائی پر ایک گرام آکسیجن کا ہوتا ہے۔ لہذا ہنری کے کلیہ سے نتیجہ نکلتا ہے کہ "مستقل تپش پر محلل کی معین مقدار میں تمام دباؤوں پر گیس کا یکساں حجم حل ہوتا ہے" یا "مستقل تپش پر محلل کی معین مقدار میں گیس کا جو حجم حل ہوتا ہے وہ گیس کے دباؤ کے غیر تابع ہوتا ہے"۔ جملہ ہذا کو ہنری کے کلیہ کی دوسری شکل قرار دیا جاتا ہے۔

بنسن نے تجربات سے ہنری کے کلیہ کی تصدیق کی۔ وہ اس نتیجہ پر پہونچا کہ پست تپش اور بلند دباؤ پر اکثر گیسیں اس کلیہ سے انحراف کرتی ہیں۔ نیز ایسی گیسیں جو نہایت حل پذیر ہوتی ہیں یا محلل کے ساتھ تعامل کرتی ہیں۔ اس کلیہ کی پابندی نہیں کرتیں۔

جس طرح گیس کے دباؤ پر دوسری گیس کی موجودگی کا اثر نہیں پڑتا اسی طرح اس کی حل پذیری دوسری گیس کی موجودگی کے غیر تابع ہوتی ہے۔ آمیزہ کے ہر گیسی جز کی حل پذیری اپنے جزوی دباؤ کے متناسب ہوتی ہے۔

گیس کی حل پذیری کی شرح سے مراد اس کا وہ حجم ہے جو کسی معین تپش پر محلل کے اکائی حجم میں حل ہوتا ہے۔ اگر گیس کے حجم کو صفر درجۂ اور ۷۶ سمر دباؤ پر تحویل کر دیں تو اس کو گیس کا شرح انجذاب کہتے ہیں۔ صفر درجۂ اور ۷۶ سمر دباؤ پر گیس کا شرح انجذاب اور اس کی حل پذیری کی شرح مساوی ہوتی ہے۔

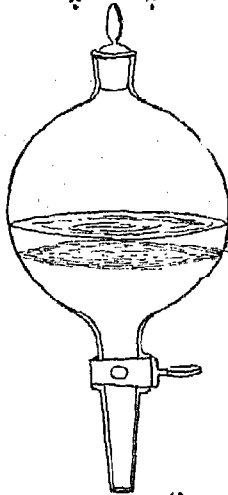
تجربہ (۲۵)۔ گیس کی حل پذیری کی پیمائش:۔ حسب شکل (۲۹) آلہ لو۔ برتن ا کا حجم معلوم کرو۔ اس میں کشید کیا ہوا پانی بھرو۔ (ڈاٹ د، دَ سہ راہی ہوتے ہیں)۔ ڈاٹ دَ کے ذریعہ آلہ میں گیس داخل کرو۔ (فشار پیما ب ج سے گیس کے دباؤ کو مناسب قیمت پر لا سکتے ہیں)۔ ڈاٹ د کو کھول کر گیس کو پانی کے ساتھ دیر تک مس کرنے دو۔ تاکہ محلول سیر شدہ ہو جائے۔ بعد ازاں درجہ دار نلی ب میں حجم کی کمی پڑھو۔ اس طرح یہ معلوم ہو جاتا ہے کہ پانی کے معلومہ حجم میں گیس کس قدر حجم حل ہوتا ہے۔ اب حساب سے معلوم کرو کہ پانی کے ایک لیٹر میں کتنی گیس (تجربہ کی تپش و دباؤ پر) حل ہوتی ہے۔ یہی گیس کی حل پذیری کی شرح ہے۔

شکل (۲۹)

نہایت حل پذیر گیسوں کی صورت میں یہ قاعدہ استعمال نہیں کیا جاتا۔ گیس کا سیر شدہ محلول تیار کر کے محلول کے معلومہ وزن میں پانی ملا کر خاص حجم تک ہلکاتے ہیں اور اس محلول میں حجمی تشریح سے منحل گیس کا ارتکاز معلوم کیا جاتا ہے۔ مثلاً

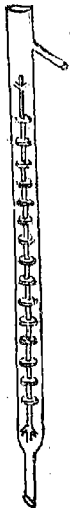
سلفرڈائی آکسائیڈ کا معائرہ پوٹاسیم پرمینگانیٹ سے اور ہائیڈروجن کلورائیڈ کا قلمی سے کیا جاتا ہے۔

مایعات کی خلط پذیری

بعض مایعات مکمل طور پر خلط پذیر ہوتے ہیں مثلاً پانی و الکوہل۔ بعض جزوی طور پر خلط پذیر ہوتے ہیں۔ مثلاً پانی و فینول اور بعض ناخلط پذیر ہوتے ہیں۔ مثلاً پانی و بنزین۔ مکمل طور پر خلط پذیر مایعات متجانس محلول بناتے ہیں۔ ان کا محلول ہر تناسب میں بنتا ہے اور کبھی سیر شدہ محلول نہیں بنتا۔

ناخلط پذیر مایعات غیر متجانس آمیزہ بناتے ہیں۔ ان کو باہم ملانے پر جو مائع بھاری ہوتا ہے وہ تہ نشین ہو کر نچلی پرت بناتا ہے اور ہلکا مایع بالائی پرت میں رہتا ہے۔ جزوی طور پر خلط پذیر مایعات کا برتاؤ کسی قدر دلچسپ ہوتا ہے۔ اگر پانی میں تھوڑا سا ایتھر ملایا جائے تو متجانس محلول بنتا ہے۔ نیز ایتھر میں تھوڑا سا پانی ملانے پر متجانس محلول حاصل ہوتا ہے۔ لیکن جب ان کی مساوی مقداروں کو ملائیں (اور دیر تک ہلا کر چھوڑ دیا جائے) تو دو پرتیں حاصل ہوتی ہیں (شکل ۳۰)۔ نچلی پرت کو علیحدہ کر کے گرم کرنے پر اس سے ایتھر کا بخار خارج ہوتا ہے جس کو بو سے پہچان سکتے ہیں۔ بالائی پرت میں نابیدہ کاپر سلفیٹ ملانے پر یہ نیلگوں ہو جاتا ہے۔ پس نچلی پرت ایتھر کے آبی محلول پر اور بالائی پرت پانی کے ایتھری محلول پر مشتمل ہوتی ہے۔ جزوی خلط پذیر مایعات (زیادہ مقداروں کو آمیزش کرنے پر) دو محلول

شکل ۳۰

بناتے ہیں جو سیر شدہ ہوتے ہیں - ان میں سے ایک محلول میں ایک مایع کی اور دوسرے محلول میں دوسرے مایع کی مقدار زیادہ ہوتی ہے - جزوی خلط پذیری اور مکمل خلط پذیری میں کوئی خاص فرق نہیں معمولی تپشوں پر جو مایعات جزوی طور پر خلط پذیر ہوتے ہیں بلند تپشوں پر (یا بعض صورتوں میں کم تپشوں پر) مکمل طور پر خلط پذیر ہو جاتے ہیں مثلاً فینول و پانی معمولی تپشوں پر جزوی طور پر حل ہوتے ہیں اور دو محلولوں کی دو پرتیں حاصل ہوتی ہیں - لیکن ۶۸° پر ان پرتوں کا حد فاصل غائب ہو جاتا ہے اور محلول متجانس ہو جاتا ہے - اس تپش پر پانی و فینول مکمل طور پر خلط پذیر ہوتے ہیں -

خلط پذیر مایعات کی کشید دو خلط پذیر مایعات کے محلول کا نقطۂ جوش خالص اجزاء کے نقاط جوش کے بین بین ہوتا ہے اور اس کی قیمت محلول میں ان کے تناسب پر منحصر ہوتی ہے -

دو خلط پذیر مایعات مثلاً ا و ب کے محلول کو گرم کریں تو پست تپشوں پر بخار میں زیادہ طیران پذیر شئے (مثلاً ا) کی مقدار زیادہ ہوتی ہے - لیکن بلند تپشوں پر کم طیران پذیر شئے (ب) کی مقدار زیادہ ہو جاتی ہے - اب اگر پست تپشوں پر حاصل ہونیوالے مایع کی دوبارہ کشید کریں تو حاصل ہونیوالے کشیدہ میں طیران پذیر مایع (ا) کا تناسب پہلے سے زیادہ ہوتا ہے - اس طرح متعدد مرتبہ کشید کرنے پر آمیزہ سے مایع ا و ب کو خالص حالت میں جدا کر سکتے ہیں - مایعات کے جدا کرنے کا یہ طریقہ **کسری کشید** کہلاتا ہے -

مایعات کی بار بار کشید کے بجائے عملی طور پر کشیدی صراحی کے ساتھ ایک تکثیر (شکل ۳۱) لگایا جاتا ہے - اس صورت میں بخارات کو کثیر تہ بری سطح پر سے گذرنا پڑتا ہے - جس کا نتیجہ یہ ہوتا ہے کہ کم طیران پذیر شئے کی بہ آسانی

شکل ۳۱

تکثیف ہوتی ہے اور یہ کشید ہی صراحی میں لوٹ آتی ہے جس سے کشیدے میں طیران پذیر شئے کا تناسب بڑھ جاتا ہے۔

مستقل نقطۂ جوش کے آمیزے بعض خلط پذیر مایعات کے محلول مندرجۂ بالا اصول سے انحراف کرتے ہیں۔ چنانچہ فارمک ترشہ (°۱۰۱) اور پانی (°۱۰۰) کے محلول کی کشید پر محلول میں جو شئے زیادہ ہوتی ہے وہ پہلے خارج ہوتی ہے اور °۱۰۷ پر محلول ایک مفرد مایع کے طور پر عمل کرتا ہے۔ اس وقت محلول و بخار دونوں کی ترکیب یکساں ہوتی ہے۔ اور کشید کے دوران میں محلول کی تپش اور ترکیب نہیں بدلتی۔ محلول میں فارمک ترشہ ۷۷٫۶% ہوتا ہے۔ اس قسم کے محلول کو مستقل نقطۂ جوش کا آمیزہ کہتے ہیں اور محض کشید کے عمل سے خالص اجزاء کا جدا کرنا ممکن نہیں۔ مستقل نقطۂ جوش کے محلولوں کی دیگر مثالیں حسب ذیل ہیں:۔

(۱) سلفیورک ترشہ کا ۹۸٫۷% آبی محلول۔ نقطۂ جوش °۳۳۸ م

(۲) نائٹرک ترشہ ۶۸% آبی محلول۔ نقطۂ جوش °۱۲۰٫۵ م

(۳) ہائیڈروکلورک ترشہ ۲۰٫۲% آبی محلول۔ نقطۂ جوش °۱۱۰ م

مستقل نقطۂ جوش کے محلولوں کے متعلق ابتدا میں یہ خیال تھا کہ یہ خاص کیمیائی مرکبات پر مشتمل ہوتے ہیں لیکن یہ درست نہیں۔

ناخلط پذیر مایعات کی کشید جب مایعات ناخلط پذیر ہوں تو آمیزہ میں ان کا آزادانہ عمل ہوتا ہے۔ آمیزہ کا مجموعی بخاری دباؤ اجزاء کے بخاری دباؤوں کا حاصل جمع ہوتا ہے۔ آمیزہ کا نقطۂ جوش خالص مایعات میں سے ہر ایک کے نقطۂ جوش سے کم تر ہوتا ہے اور کشید ہونے والے بخارات کا وزن مایع کے جزوی دباؤ

اور سالمی وزن کے حاصل ضرب کے متناسب ہوتا ہے۔ اس اصول سے بھاپ کے ساتھ کشیدہ میں مدد لی جاتی ہے۔ ناخلط پذیر مایع میں بھاپ گزارنے پر آمیزہ ۱۰۰ درجے سے پست تر تپش پر جوش کھاتا ہے اور کشیدے میں ناخلط پذیر مایع اور پانی موجود رہتے ہیں۔ جن کو افتراقی قیف کے ذریعہ ایک دوسرے سے جدا کر سکتے ہیں۔ اگر ناخلط پذیر مایع کا نقطہ جوش نہایت بلند ہو اور اس کی بخاری کثافت بآسانی متعین نہ کی جا سکے تو اس کو بھاپ کے ساتھ کشید کر کے اور کشیدہ میں مایعات کا تناسب معلوم کر کے مایع کی بخاری کثافت و سالمی وزن معلوم کر سکتے ہیں۔

مثال۔ برومو بنزین اور پانی کا آمیزہ ۲ء۹۵° م پر جوش کھاتا ہے۔ کشیدے میں ان کا تناسب برومو بنزین ۸ : پانی ۵ ہوتا ہے۔ برومو بنزین کا سالمی وزن معلوم کرو۔ ۲ء۹۵° م پر پانی کا بخاری دباؤ ۶۴۱ ملی میٹر اور برومو بنزین کا ۱۱۹ ملی میٹر ہے۔

بخار میں پانی کی مقدار = پانی کا بخاری دباؤ × پانی کا سالمی وزن = ۶۴۱ × ۱۸

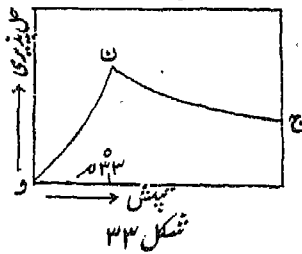
بخار میں برومو بنزین کی مقدار = برومو بنزین کا بخاری دباؤ × برومو بنزین کا سالمی وزن = ۱۱۹ × س

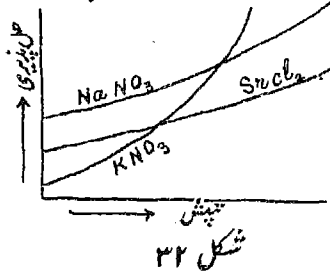
$$\frac{\text{بخار میں پانی کی مقدار}}{\text{بخار میں برومو بنزین کی مقدار}} = \frac{۵}{۸} = \frac{۱۸ \times ۶۴۱}{۱۱۹ \times \text{س}}$$

$$\therefore \text{س} = \frac{۱۸ \times ۶۴۱}{۱۱۹} \times \frac{۸}{۵} = ۱۵۵$$

حل پذیری کی ترسیم | پانی میں ٹھوس کی حل پذیری پر تپش کا بڑا اثر پڑتا ہے۔ جو اشیاء پانی میں حل ہو کر حرارت جذب کرتی ہیں ان کی حل پذیری تپش کے اضافہ سے بڑھتی ہے۔ مثلاً گلابر نمک یا دھونے کا سوڈا۔ جو اشیاء پانی میں حل ہو کر حرارت خارج کرتی ہیں ان کی حل پذیری تپش کے اضافہ سے گھٹتی ہے۔ مثلاً کیلسیم ہائیڈر آکسائیڈ

یا نابیدہ سوڈیم سلفیٹ۔

شئے کی حل پذیری پر تپش کے اثر کا مطالعہ ترسیم کے ذریعہ کیا جاتا ہے۔ مختلف تپشوں پر شئے کی حل پذیری معلوم کرکے اس کو تپش کے بالمقابل مرتسم کیا جاتا ہے۔ اس قسم کی ترسیم حل پذیری کا منحنی کہلاتی ہے۔ حل پذیری کے منحنیوں کے مطالعہ سے بعض دلچسپ نتائج حاصل ہوتے ہیں۔ اکثر اشیاء مثلاً پوٹاسیم نائٹریٹ وغیرہ کی ترسیم مسلسل ہوتی ہے (شکل ۳۲)۔ لیکن بعض صورتوں میں منحنی غیر مسلسل ہوتا ہے۔ اس کی مشہور مثال گلابر نمک ہے (شکل ۳۳) ۰° م سے ۳۳° م تک گلابر نمک کی

شکل ۳۲

شکل ۳۳

حل پذیری مسلسل طور پر بڑھتی ہے اور ترسیم کا حصہ و ن حاصل ہوتا ہے۔ لیکن ۳۳° کے بعد تپش کے اضافہ سے نمک کی حل پذیری گھٹتی ہے اور منحنی اپنی سمت بدل کر ن ج کا راستہ اختیار کرتا ہے۔ ۳۳° پر ترسیم میں جو اچانک قطع واقع ہوتا ہے اس سے نتیجہ نکلتا ہے کہ ترسیم و ن اور ن ج دو مختلف اشیاء کی حل پذیری کو تعبیر کرتے ہیں۔ ٹھوس گلابر نمک کو باحتیاط گرم کیا جائے تو یہ ۳۳° م پر نابیدہ ہو جاتا ہے اور ہم کہہ سکتے ہیں کہ ۳۳° سے پست تپشوں پر منحنی کا جو حصہ حاصل ہوتا ہے وہ آبیدہ نمک کی حل پذیری کو ظاہر کرتا ہے اور ۳۳° م سے بلند تپشوں پر محلول میں نابیدہ نمک موجود رہتا ہے جس کی

حل پذیری منحنی ن ج سے ظاہر ہوتی ہے۔ ۳۳ ْ م کی تپش کو گلابر نمک کا نقطۂ مرور کہتے ہیں۔ کیونکہ اس تپش پر یہ شئے آبیدہ حالت سے نابیدہ حالت میں تبدیل ہوتی ہے۔

حل پذیری کے منحنیوں کی مدد سے آبیدہ نمکوں کی نابیدگی کا بآسانی مطالعہ کر سکتے ہیں اور یہ معلوم کر سکتے ہیں کہ آیا نمک کی نابیدگی ایک مرحلہ میں واقع ہوتی ہے یا چند مرحلوں میں۔ نیز آبیدہ مرکبات کا نقطۂ مرور کیا ہے۔ چنانچہ آبیدہ فیرک کلورائیڈ (Fe_2Cl_6 و $12H_2O$) پر تجربات سے عیاں ہے کہ اس کی حل پذیری کی ترسیم میں کئی قطع واقع ہوتے ہیں اور نابیدگی کا عمل چند مرحلوں پر مشتمل ہوتا ہے۔

ٹھوس کی حل پذیری کی تعیین

حل پذیری کی تعیین کے لئے مستقل تپش پر ٹھوس کا سیر شدہ محلول تیار کیا جاتا ہے۔ اور یہ معلوم کرتے ہیں کہ محلول کے ۱۰۰ گرام یا ۱۰۰ مکعب سم میں منحل کی کتنی مقدار پائی جاتی ہے۔

سیر شدہ محلول بنانے کے لئے پسے ہوئے ٹھوس کی باافراط مقدار محلل کی کسی مقدار میں ملائی جاتی ہے اور مستقل تپش پر دونوں کو دیر تک ہلایا جاتا ہے۔ دوسرا قاعدہ یہ ہے کہ محلل میں باافراط ٹھوس ملا کر مطلوبہ تپش سے بلند تر درجہ تک گرم کرتے ہیں۔ حتی کہ ٹھوس کی تھوڑی سی مقدار بچ رہے۔ بعد ازاں محلول کو مطلوبہ تپش تک ٹھنڈا کیا جاتا ہے۔

سیر شدہ محلول کی تیاری کے بعد اس کی ایک معین مقدار کو لیکر اس کی تبخیر کرتے ہیں۔ اور منحل کا وزن معلوم کرتے ہیں۔ اگر محلول کی تبخیر سے منحل تحلیل ہوتا ہو یا خالص حالت میں جدا نہ ہوتا ہو تو محلول کا ارتکاز حجمی تشریح سے معلوم کرتے ہیں۔ جو اشیاء نہایت کم حل پذیر ہوں ان کی حل پذیری برقی موصلیت وغیرہ کے قاعدہ سے معلوم کی جاتی ہے۔

منحل کا نفوذ

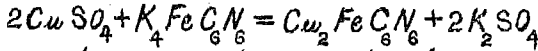
جب پانی کی تہہ میں پوٹاسیم پرمینگانیٹ محلول کے چند مکعب سم باحتیاط

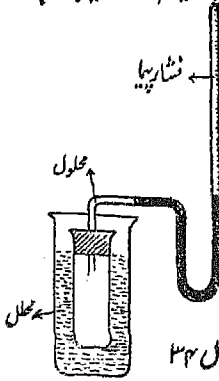
داخل کئے جائیں اور مایع کو ساکن رکھا جائے تو معلوم ہوگا کہ پرمینگانیٹ کے قرب وجوار کا پانی فوراً ارغوانی ہو جاتا ہے۔ بعد ازاں رنگ کے حدود آگے بڑھتے ہیں۔ اور کافی دیر کے بعد رنگ سارے محلول میں مساوی طور پر پھیل جاتا ہے۔ اس تجربہ سے ظاہر ہے کہ حل ہونے کے عمل میں منحل محلل کے جسم میں نفوذ کرتا ہے اور محلول میں اس بات کا تقاضا ہوتا ہے کہ اس کے تمام مقامات پر ارتکاز مساوی ہو جائے۔

ولوج اگر محلول و محلل کو براہ راست آمیزش کا موقع دینے کی بجائے محلول کو پارچمنٹ کاغذ کی تھیلی (جس سے محلول باہر نہیں نکل سکتا) میں بند کر دیا جائے اور محلل میں رکھیں تو خود محلل اندر داخل ہوتا ہے اور نفوذ کا عمل اسوقت تک جاری رہتا ہے جب تک کہ محلول کا ارتکاز کافی حد تک کم نہ ہو جائے۔ نیز مرتکز محلول کو پارچمنٹ کی تھیلی میں بند کر کے اس کو ہلکائے محلول میں رکھیں تو ہلکائے محلول سے محلل مرتکز محلول میں داخل ہوتا ہے۔ اور یہ عمل اس وقت موقوف ہو جاتا ہے جب دونوں محلولوں کے ارتکاز مساوی ہو جاتے ہیں کسی جھلی میں محلل کے خود بخود داخل ہونے کے عمل کو ولوج کہتے ہیں۔

نیم نفوذ پذیر جھلی ولوج کے مشاہدہ کے لئے محلول کو ایک ایسی جھلی میں بند رکھنا ضروری ہے جو محلل کے لئے نفوذ پذیر ہو اور منحل کو گزرنے نہ دے۔ اس قسم کی جھلی کو نیم نفوذ پذیر جھلی کہتے ہیں۔ پارچمنٹ کاغذ کے علاوہ دیگر نباتی و حیوانی جھلیاں نیم نفوذ پذیر ہوتی ہیں۔ مٹی یا غیر مجلا چینی کے برتن کے مسامات کو کاپر فیرو سائنائیڈ سے بند کرنے پر ایک مصنوعی نیم نفوذ پذیر جھلی بنتی ہے جو قدرتی جھلیوں کے مقابلہ میں نہایت مضبوط اور استوار ہوتی ہے۔ اس کی تیاری کا قاعدہ یہ ہے کہ مسامدار برتن میں کاپر سلفیٹ کا ہلکایا محلول بھر کر اس کو کئی دنوں تک ایک بڑے برتن میں رکھا جاتا ہے

جس میں پوٹاسیم فیرو سائنائیڈ کا ہلکا یا محلول ہوتا ہے۔ دونوں محلول ایک دوسرے میں نفوذ کی کوشش کرتے ہیں اور برتن کے مسامات میں کاپر فیرو سائنائیڈ کا رسوب بنتا ہے:-

$$2CuSO_4 + K_4FeC_6N_6 = Cu_2FeC_6N_6 + 2K_2SO_4$$

برتن کے مسامات جب بند ہو جائیں تو اس کو اچھی طرح دھو کر تجربات میں استعمال کیا جاتا ہے۔

شکل ۴۴

ولوجی دباؤ اس طرح تیار کئے ہوئے نیم نفوذ پذیر برتن کے ساتھ ایک فشار پیما جوڑا جاتا ہے (شکل ۴۴) پورے برتن میں محلول بھرتے ہیں۔ اس بات کا خیال رکھا جاتا ہے کہ فشار پیما اور محلول کے مابین کوئی جگہ خالی نہ رہے۔ مسامدار برتن کو خالص پانی سے بھرے ہوئے برتن میں رکھ کر مضبوط ڈاٹ لگایا جاتا ہے۔ ولوج کا عمل شروع ہوتا ہے اور پانی محلول میں داخل ہوتا ہے جس سے فشار پیما کے اندر دباؤ بڑھتا ہے جس کا اندازہ مقید ہوا کے حجم سے کیا جاتا ہے۔ کافی عرصہ کے بعد دباؤ ایک مستقل قیمت اختیار کر لیتا ہے اور ولوج کا عمل موقوف ہو جاتا ہے۔ مکمل ولوج کے بعد جو دباؤ حاصل ہوتا ہے۔ اس کو محلول کا **ولوجی دباؤ** کہتے ہیں۔

ولوجی مساوات تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ محلول جس قدر زیادہ مرتکز ہو اس کا ولوجی دباؤ اسی قدر زیادہ ہوتا ہے۔ اور محلول کا ولوجی دباؤ تپش کے اضافہ سے بڑھتا ہے پس ولوجی دباؤ ∝ (تپش مطلق × ارتکاز)۔ اب چونکہ محلول کے ارتکاز اور حجم میں بالعکس رشتہ پایا جاتا ہے۔ اس لئے

$$\text{ولوجی دباؤ} \propto \frac{\text{تپش مطلق}}{\text{محلول کا حجم}} \quad \text{یا} \quad \frac{\text{محلول کا حجم} \times \text{ولوجی دباؤ}}{\text{تپش مطلق}} = \text{مستقل}$$

اس کو ولوجی مساوات کہتے ہیں۔ اگر ۲۲٫۴ لیٹر محلول میں منحل کا ایک گرام سالمہ حل شدہ ہو تو صفر درجہ مئی پر اس کا ولوجی دباؤ ۷۶ سم ہوتا ہے۔ اس طرح ولوجی مستقل کی قیمت 8.3×10^7 ارگز حاصل ہوتی ہے۔ گیسی مستقل کی بھی یہی قیمت ہوتی ہے۔ پس ولوجی مساوات گیسی مساوات کے مماثل ہوتی ہے۔ اور معلوم ہوتا ہے کہ حل شدہ حالت میں کسی شئے کا برتاؤ گیس کی طرح ہوتا ہے۔ اس بناء پر وانٹ ہاف (Van't Hoff) نے یہ نظریہ پیش کیا کہ "محلول میں منحل کی حالت گیس کی سی (یا نیم گیسی) ہوتی ہے اور منحل کی معین مقدار کا ولوجی دباؤ اس دباؤ کے مساوی ہوتا ہے جیسے محلول کی تپش پر منحل کی یہی مقدار گیسی حالت میں محلول کے برابر حجم پر کر کے ظاہر کرتی ہے"۔ برق پاشیدہ اشیاء کے آبی محلولوں (فصل ۱۳) پر یہ اصول صادق نہیں آتا۔

راؤل کا کلیہ جب کسی نا طیران پذیر شئے کو مایع میں حل کیا جاتا ہے تو مایع کا بخاری دباؤ پست ہو جاتا ہے۔ راؤل (Raoult) نے کئی محلولوں پر تجربے کر کے حسب ذیل کلیہ حاصل کیا۔ جب مختلف اشیاء کے سالمات کی مساوی تعداد کسی محلل کے مساوی وزنوں میں حل کی جاتی ہے تو اس کا بخاری دباؤ ہمیشہ ایک ہی حد تک پست ہو جاتا ہے۔

چونکہ محلول کا بخاری دباؤ محلل کے مقابلہ میں کم ہوتا ہے اس لئے محلول کا نقطہ جوش بڑھ جاتا اور نقطہ انجماد پست ہو جاتا ہے۔ ان دونوں صورتوں پر بھی راؤل کا کلیہ صادق آتا ہے۔ جب مختلف اشیاء کے سالمات کی مساوی تعداد کسی محلل کے مساوی وزنوں میں حل کی جاتی ہے تو اس کا نقطہ جوش ہمیشہ ایک ہی حد تک بڑھ جاتا ہے اور اس کا نقطہ انجماد ہمیشہ ایک ہی حد تک پست ہو جاتا ہے۔ محلل کے

معین وزن (مثلاً ۱۰۰۰ گرام) میں کسی منحل کا ایک گرام سالمہ حل کرنے پر نقطۂ جوش کا اضافہ ہمیشہ مستقل ہوتا ہے۔ اس کو محلل کے نقطۂ جوش کا مستقل کہتے ہیں۔ چنانچہ پانی کے ۱۰۰۰ گرام میں گنے کی شکر کا گرام سالمی وزن (۳۴۲ گرام) یا گلسرین کا گرام سالمی وزن (۹۲) گرام حل کرنے پر پانی کا نقطۂ جوش ۰٫۵۲° م بڑھتا ہے۔ یہی پانی کے نقطۂ جوش کا مستقل ہے۔ دیگر محللوں کے نقطۂ جوش کے مستقل (فی ۱۰۰۰ گرام) حسب ذیل ہیں:-

ایتھر = ۲٫۱۱° م، ایسیٹون = ۱٫۷۲° م، بنزین = ۲٫۵۷° م، الکوحل = ۱٫۱۵° م

اسی طرح ۱۰۰۰ گرام پانی میں ۳۴۲ گرام شکر یا ۹۲ گرام گلسرین کو حل کرنے پر نقطہ انجماد ۱٫۸۶° م پست ہو جاتا ہے۔ یہ پانی کے نقطۂ انجماد کا مستقل ہے۔ بنزین کے لئے اس کی قیمت ۵٫۰° م اور ایسیٹون کے لئے ۳٫۶۹° م (فی ۱۰۰۰ گرام) ہوتی ہے۔

اب اگر کسی شئے کو موزوں محلل میں حل کر کے معلوم ارتکاز کا محلول بنایا جائے اور محلل کے نقطۂ جوش کا اضافہ یا نقطۂ انجماد کی پستی معلوم کی جائے تو شئے کا سالمی وزن محسوب کر سکتے ہیں۔ شئے کے وزن سالمہ سے مراد اس کا وہ وزن ہے جو "محلل کے نقطۂ جوش کے مستقل کے برابر نقطۂ جوش میں اضافہ کرتا ہے"۔ یا "نقطۂ انجماد میں محلل کے نقطۂ انجماد کے مستقل کے برابر پستی پیدا کرتا ہے"۔ یہ قاعدے ناطیران پذیر اشیاء کی صورت میں نہایت مفید ثابت ہوتے ہیں جن کو بخارات میں تبدیل کر کے بخاری کثافت معلوم نہیں کی جا سکتی۔

مثال (۱)۔ ۴٫۱۶۴ گرام انگوری شکر کو ۱۰۰ گرام پانی میں حل کرنے پر پانی کے نقطۂ جوش میں ۰٫۱۲° کا اضافہ ہوتا ہے۔ شکر کا سالمی وزن معلوم کرو۔

انگوری شکر کا وزن سالمہ = $\frac{0.52}{0.12} \times 41.64 = 179.64$

عام ضابطہ :- منحل کا سالمی وزن = (۱۰۰۰ گرام محلل کے نقطۂ جوش کا مستقل) / (تجربہ سے حاصل کردہ اضافہ نقطۂ جوش)

× منحل کا وزن فی ۱۰۰۰ گرام محلل

مثال (۲) خالص بنزین کا نقطۂ انجماد ۵٫۴۴° م ہے اور ۱۰۰ گرام بنزین میں ۲۶۰۹۳ گرام بنزالڈیہائیڈ کو حل کرنے کے بعد محلول کا نقطۂ انجماد ۴٫۴۴° م ہوتا ہے۔ بنزالڈیہائیڈ کا سالمی وزن معلوم کرو۔

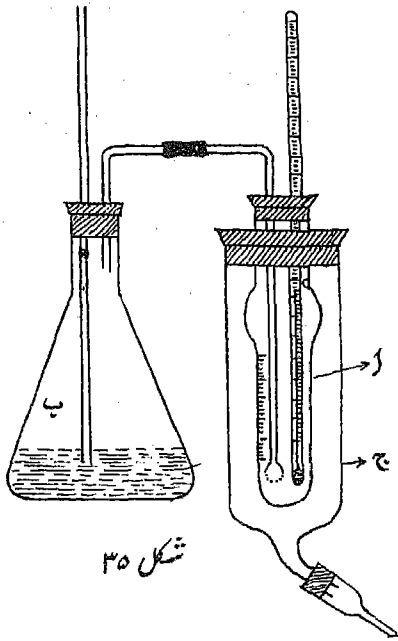
منحل کا وزن فی ۱۰۰۰ گرام محلل = ۲۶٫۰۹۳/۱۰۰ × ۱۰۰۰ = ۲۰٫۶۹۳ گرام

نقطۂ انجماد کی پستی = ۵٫۴۴ − ۴٫۴۴ = ۱° م

بنزالڈیہائیڈ کا وزن سالمہ = ۵٫۱۲/۱ × ۲۰٫۶۹۳ = ۱۰۴٫۶۶

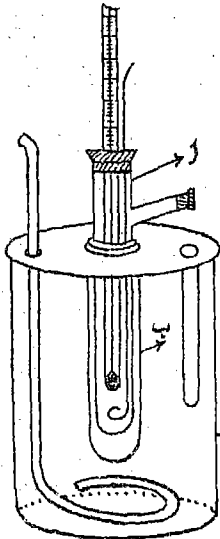
نوٹ :- نقطۂ انجماد یا نقطۂ جوش کے قاعدوں سے صرف ایسے نا طیران پذیر اشیاء کا وزن سالمہ معلوم کیا جاسکتا ہے جو برق پاشیدہ نہیں ہوتے۔ آبی محلول میں برق پاشیدوں کے سالمی اوزان کیمیائی ضابطہ کے وزن سے بالعموم کم ہوتے ہیں۔ اس کی وجہ فصل (۱۳) کے مطالعہ سے واضح ہوجائیگی۔

محلول میں سالمی وزن کی پیمائش

نقطۂ جوش کے لئے لینڈز برگر (Landsberger) کا آلہ اور نقطۂ انجماد کیلئے بیکمان (Beckmann) کا آلہ استعمال کیا جاتا ہے۔ تپش ایک حساس تپش پیما سے پڑھی جاتی ہے جس پر ۱/۱۰ یا ۱/۱۰۰ درجۂ مئی کے نشانات بنے ہوئے ہوتے ہیں۔ (ا) لینڈز برگر کے آلہ (شکل ۳۵) کے دو حصے ہوتے ہیں۔ ب میں خالص مائع کو جوش دیا جاتا ہے اور اس کے بخارات نلی ا میں داخل ہوتے ہیں جس میں حساس تپش پیما لگا ہوا ہے۔ ا میں بخارات کی تکثیف ہوتی ہے اور زاید بخارات ایک سوراخ کے ذریعہ باہر نکل کر چوڑی نلی ج میں

شکل ۳۵

چلے جاتے ہیں جس کے ساتھ ایک مکشفہ بھی لگایا جاتا ہے جب اکا مایع جوش کھاتا ہے تو تپش پڑھتے ہیں۔ بعد ازاں منحل کی تولی ہوئی مقدار ا میں داخل کی جاتی ہے اور مایع کے بخارات کے ذریعہ محلول کو گرم کرتے ہیں۔ جب محلول جوش کھانے لگے تو اس کا نقطۂ جوش پڑھ کر فوراً نلی ب سے تعلق منقطع کرتے ہیں محلول کو ٹھنڈا کرکے سرسری ترازو پر تولتے ہیں۔ بعد ازاں محلول کو علیحدہ کرکے صاف نلی کو تولتے ہیں۔ اس طرح محلل کی وہ مقدار (تقریبی) معلوم ہو جاتی ہے جس میں منحل کی معین مقدار حل کی گئی۔

(ب) بیکمان کے آلہ (شکل ۳۶) میں شیشہ کا برتن ج تبریدی حمام کا کام کرتا ہے۔ اس کے ساتھ ایک پیتلی ڈھکن ہوتا ہے جس کے مرکزی سوراخ میں ایک چوڑی نلی ب ہوتی ہے۔ برتن میں ایک اور سوراخ کے ذریعہ پیتل کی ہلائی لگائی جاتی ہے جس سے تبریدی آمیزہ کو ہلایا جاتا ہے۔ نلی ب کے اندر کارک کے ذریعہ ایک لانبی نلی ا رکھی جاتی ہے اس میں کارک کے ذریعہ حساس تپش پیما اور پلاٹینم کی ہلائی داخل کئے جاتے ہیں

نلی ب خالی ہوتی ہے۔

شکل ۳۶

برتن ج میں تبرید کی آمیزہ (تا مائی محلول کے لئے پانی و یخ اور پانی کے لئے یخ و نمک کا آمیزہ) ڈالتے ہیں۔ نلی ا کو پہلے خالی اور پھر خالص محلل کے ساتھ تولتے ہیں۔ اس میں تپش پیما و ہلانی لگا دیئے جاتے ہیں۔ آلہ کو حسب شکل (۳۶) مرتب کرتے ہیں۔ نلی ا میں محلل کو آہستہ آہستہ ہلاتے ہیں۔ جب یہ منجمد ہونے لگے تو تپش پڑھتے ہیں۔ بعد ازاں منحل کی تھوڑی مقدار تول کر اس میں داخل کی جاتی ہے اور محلول کا نقطۂ انجماد معلوم کیا جاتا ہے۔

خلاصہ

محلول دو یا زیادہ خالص اشیاء کا متجانس آمیزہ ہے جس کی ترکیب بعض حدود کے اندر مسلسل طور پر بدلتی ہے۔ شئے کی **حل پذیری** سے مراد اس کی وہ اعظم مقدار ہے جو کسی تپش پر محلل کی معین مقدار میں حل ہوتی ہے۔

ہنری کے کلیہ کی رو سے مایعات میں گیسوں کی حل پذیری دباؤ کے متناسب ہوتی ہے۔ ڈالٹن کے کلیہ سے گیسی آمیزہ کے ہر جنبہ کی حل پذیری اس کے جزوی دباؤ کے متناسب ہوتی ہے۔

دو خلط پذیر مایعات کو کسری کشید سے جدا کیا جا سکتا ہے۔ مستقل نقطۂ جوش

کے آمیزے اس اصول سے مستثنیٰ ہیں - جو مایعات پانی کے ساتھ ناخلط پذیر ہیں - ان کی تخلیص بھاپ کے ساتھ کشید کر کے کی جاتی ہے -

ٹھوس اشیاء کی حل پذیری پر تپش کا بڑا اثر پڑتا ہے جس کا مطالعہ حل پذیری کے منحنیوں سے کیا جا سکتا ہے -

محلولوں کے خواص :- (۱) ولوجی دباؤ - (۲) بخاری دباؤ کی پستی - (۳) نقطۂ جوش کا اضافہ - (۴) نقطۂ انجماد کی پستی - ولوجی دباؤ پر ارتکاز و تپش کا اثر بالکل وہی ہوتا ہے جو گیسی دباؤ پر ارتکاز و تپش کا ہوتا ہے - راؤل کے کلیہ سے محلل کے مساوی وزنوں میں مختلف منحلوں کے سالمات کی مساوی تعداد کو حل کرنے پر بخاری دباؤ کی پستی ، نقطۂ جوش کا اضافہ اور نقطۂ انجماد کی پستی مساوی حد تک ہوتی ہے - اس اصول سے حل شدہ اشیاء کے سالمی اوزان دریافت کئے جاتے ہیں -

سوالات

(۱) (ا) محلول ، سیر شدہ محلول اور حل پذیری کا مفہوم سمجھاؤ -

(ب) محلول میں کس حد تک آمیزہ کے خواص پائے جاتے ہیں ؟

(۲) مکمل طور پر خلط پذیر مایعات سے کیا مراد ہے ؟ کسری کشید کے عمل کی توضیح کرو -

(۳) جب ۵ ٪ ہائیڈروکلورک ترشہ کے آبی محلول کو کشید کریں تو کیا واقعات پیش آتے ہیں ؟

(۴) (ا) ناخلط پذیر مایعات کو کشید کرنے پر ان کا کیا برتاؤ ہوتا ہے ؟

(ب) نائٹرو بنزین پانی کے ساتھ ناخلط پذیر ہے اس میں بھاپ گزارنے پر آمیزہ ۹۹° پر کشید ہوتا ہے - کشیدے میں نائٹرو بنزین کی مقدار پانی کے مقابلہ میں ½ ہوتی ہے -

۹۹° م پر آبی بخار کا دباؤ ۳۳ء۲۳ ملی میٹر ہو تو نائٹرو بنزین کا وزن سالمہ معلوم کرو۔ [۱۲۳]

(۵) ہنری کا کلیہ بیان کرو۔

(۶) تجربہ سے معلوم ہوتا ہے کہ پوٹاسیم نائٹریٹ کی حل پذیری کا منحنی مسلسل ہوتا ہے۔ لیکن سوڈیم سلفیٹ کا منحنی غیر مسلسل ہوتا ہے۔ اس کی توجیہ کرو۔

(۷) ولوجی دباؤ سے کیا مراد ہے۔ اس پر تپش و دباؤ کا کیا اثر پڑتا ہے ؟ وانٹ ہاف نے اس کی کیونکر توجیہ کی۔

(۸) راؤل کا کلیہ بیان کرو۔ وزن سالمہ کی تخمین میں اس سے کیونکر فائدہ اٹھایا جاتا ہے ؟

(۹) ۲۰ گرام ایسٹک ترشہ میں ۰۳ء۱ گرام آرسینس کلورائیڈ کو حل کرنے پر ترشہ کے نقطۂ انجماد میں ۰۲ء۲° م کی پستی واقع ہوئی۔ ایسٹک ترشہ کے انجماد کا مستقل ۹ء۳° م (فی ۱۰۰۰ گرام) ہے۔ آرسینس کلورائیڈ کا وزن سالمہ محسوب کرو۔ [۱۸۳]

(۱۰) (ا) نقطۂ جوش کے قاعدہ سے منحل کا سالمی وزن کیونکر معلوم کیا جاتا ہے ؟

(ب) ایسیٹون کا نقطۂ جوش ۳۸ء۵۶° م ہے۔ ۱۰ گرام ایسیٹون میں ۷۰۰ء۰ گرام شئے کو حل کرنے پر محلول کا نقطۂ جوش ۸۸ء۵۶° م حاصل ہوا۔ ایسیٹون کے جوش کا مستقل ۶۷ء۱° م (فی ۱۰۰۰ گرام) ہے۔ منحل کا وزن سالمہ معلوم کرو۔ [۲۳۶]

(۱۱) (ا) بیکمان کے آلہ پر کیونکر تجربہ کیا جاتا ہے ؟

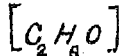
(ب) ۱۰۰ گرام بنزین میں ۶۷ء۲ گرام شئے کو حل کرنے پر نقطۂ انجماد کی پستی ۳۴۸ء۰° م حاصل ہوئی۔ شئے کا سالمی وزن معلوم کرو۔ [۴ء۳۱۱]

(۱۲) ایک مرکب میں ۷۱ء۸۵٪ کاربن اور ۲۹ء۱۴٪ ہائیڈروجن ہے۔ اس کا امتحانی ضابطہ معلوم کرو۔ اگر یہ شئے (ا) گیس (ب) مائع (ج) ٹھوس ہوتی تو

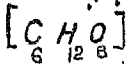
اس کا سالمی ضابطہ کیونکر معلوم کروگے ؟

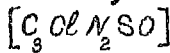
(۱۳) سہ اساسی تزشہ کے چاندی کے نمک کی تحلیل سے چاندی آزاد ہوتی ہے۔ اگر ۱۳۴۲ء۶ گرام تزشہ سے ۲۱۵۱ء۶ گرام چاندی آزاد ہوتی ہے تو ترشہ کا سالمی وزن معلوم کرو۔

[**اشارہ** :- ترشہ کا وزن معادل (چاندی ۱۰۷۶۸۸) معلوم کرو۔ اس کو اساسیت سے ضرب دیکر وزن سالمہ نکالو] [۵۱۳۶۱]

(۱۴) (ا) ایک مایع کاربن، آکسیجن و ہائیڈروجن کا مرکب ہے۔ (ب) اس کے ۳۶۲۳ء۰ گرام کو کاپر آکسائیڈ کے ساتھ گرم کرنے پر ۶۵۷۴ء۰ گرام کاربن ڈائی آکسائیڈ اور ۳۵۱ء۰ گرام پانی بنتا ہے۔ (ج) مایع کی بخاری کثافت ۲۲ ہے۔ مایع کا سالمی ضابطہ دریافت کرو۔ [C_2H_6O]

[**اشارہ** :- کاربن ڈائی آکسائیڈ میں $\frac{12}{44}$ کاربن اور پانی میں $\frac{2}{18}$ ہائیڈروجن ہوتی ہے۔ اس بنا پر ۳۶۲ء۰ گرام مایع میں کاربن، ہائیڈروجن اور آکسیجن کی مقداریں معلوم کرو اور مایع کی فی صد ترکیب حاصل کرو۔ پھر حسب قاعدہ عمل کرو] ۔

(۱۵) (ا) انگوری شکر میں فی صد کاربن ۴۰، ہائیڈروجن ۶۶۷ اور بقیہ آکسیجن ہوتی ہے۔ (ب) ۷۵ گرام پانی میں ۱۰ گرام شکر کے حل کرنے پر نقطۂ انجماد ۱۴۶۵ء۰° پست ہوتا ہے۔ پانی کے لئے انجماد کا مستقل ۱۶۸۶ ہے۔ انگوری شکر کا سالمی ضابطہ بتاؤ۔

[$C_6H_{12}O_6$]

(۱۶) ایک مرکب میں عناصر کا تناسب حسب ذیل ہے :- کاربن ۲۳۶۵۸، کلورین ۲۳۶۲۳، نائٹروجن ۱۸۶۴۴، گندک ۲۱۶۰، اور آکسیجن ۱۰۶۵۱ ٪ ۔ مرکب کا انتخابی ضابطہ بتاؤ۔

[C_3ClN_2SO]

فصل (۱۱)

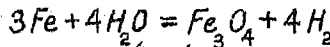
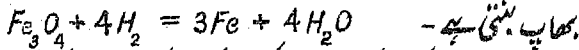
افتراق و کیمیائی توازن

کیمیائی الف کیمیا دانوں کا خیال ہے کہ عناصر کا باہم تعامل ایک خاص قوت کے زیر اثر واقع ہوتا ہے جسے کیمیائی الف کہتے ہیں۔ جن عناصر میں زیادہ الف ہوتا ہے وہ فوراً ترکیب کھاتے ہیں لیکن جن عناصر کا باہمی الف کمزور ہوتا ہے وہ بدقت ترکیب کھاتے ہیں۔ برزیلیئس نے الف کو ایک قسم کی برقی قوت قرار دیا۔ اس نے برقی کیمیائی نظریہ میں عناصر کی دو قسمیں مثبت برقی و منفی برقی فرض کیں۔ جن عناصر کے کیمیائی خواص یکساں یا مشابہ ہوتے ہیں وہ ایک دوسرے سے ترکیب نہیں کھاتے اور ان میں کم الف پایا جاتا ہے لیکن جو عناصر غیر مشابہ خواص رکھتے ہیں ان کی ترکیب بآسانی ہوتی ہے اور ان کا باہمی الف طاقتور ہوتا ہے۔

مختلف عناصر کے الفوں کا مقابلہ ہٹاؤ کے تعاملات سے کیا جاسکتا ہے۔ جس عنصر کا کیمیائی الف زیادہ ہوتا ہے وہ مرکب سے دوسرے عنصر کو ہٹا دیتا ہے چنانچہ سلور نائٹریٹ سے پارہ چاندی کو، مرکیورس نائٹریٹ سے تانبا پارہ کو اور سہ کا پر نائٹریٹ سے لوہا تانبے کو ہٹاتا ہے۔ اور الف کے لحاظ سے ان دھاتوں کی ترتیب یہ ہوتی ہے :- لوہا، تانبا، پارہ اور چاندی۔ اسی طرح پوٹاسیم آئیوڈائیڈ سے برومین آئیوڈین کو اور پوٹاسیم برومائیڈ سے کلورین برومین کو ہٹاتی ہے اور الف کے لحاظ سے کلورین برومین،

وہ آئیوڈین ہے اور یہ ہیں آئیوڈین سے زیادہ طاقتور ہوتی ہے۔

تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ مندرجہ بالا نقطۂ نظر ہمیشہ درست نہیں۔ چنانچہ گرم لوہے پر بھاپ کی رو گزاریں تو آئرن آکسائیڈ اور ہائیڈروجن بنتی ہے۔

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$$

لیکن اگر گرم آئرن آکسائیڈ پر ہائیڈروجن کی رو گزاریں تو لوہا آزاد ہوتا ہے اور بھاپ بنتی ہے۔ $Fe_3O_4 + 4H_2 = 3Fe + 4H_2O$

اب اگر یہ تسلیم کریں کہ کیمیائی تعامل محض کیمیائی الف کے باعث واقع ہوتا ہے تو متذکرہ تعاملات سے متضاد نتائج نکلتے ہیں اور یہ ماننا پڑتا ہے کہ کیمیائی تعامل محض کیمیائی الف کے باعث واقع نہیں ہوتا۔ سب سے پہلے برتھولے (Berthollet) نے اس نکتہ کو معلوم کیا۔ اس نے تجربات سے نتیجہ نکالا کہ کیمیائی تعامل متعامل اشیاء کے کیمیائی الف اور ان کے ارتکاز پر منحصر ہوتا ہے۔

رفتار تعامل و تعامل کا درجہ | تمام تعاملات ایک خاص شرح سے واقع ہوتے ہیں۔ تعامل کی شرح یا رفتار تعامل سے مراد اکائی وقت میں تبدیل شدہ مادہ کی مقدار ہے

$$\therefore \text{رفتار تعامل} = \frac{\text{تبدیل شدہ مادہ کی مقدار}}{\text{تبدیلی کا وقت}}$$

رفتار تعامل متحرک جسم کی رفتار سے مختلف ہوتی ہے اور مسلسل طور پر بدلتی رہتی ہے۔ اس لئے اس پر احصائے تفرقات کا اطلاق کیا جاتا ہے۔ اس کا بیان تم کو طبیعی کیمیا کی اعلیٰ کتابوں میں ملیگا۔

جس تعامل کے وقوع کے لئے متعامل کے کم از کم ایک سالمہ کی موجودگی ضروری ہے اس کو یک سالمی تعامل کہتے ہیں۔ دو سالمات ضروری ہوں تو تعامل

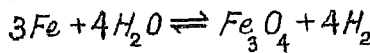
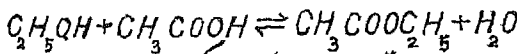
دو سالمی ہوتا ہے اور اگر تین سالمات ضروری ہوں سہ سالمی تعامل کہلاتا ہے۔ ان صورتوں میں تعامل کے درجہ (Order of reaction) کی اصطلاح استعمال کی جاتی ہے۔ یک سالمی تعامل پہلے درجہ کا تعامل ہے، دو سالمی تعامل دوسرے درجہ کا اور سہ سالمی تعامل تیسرے درجہ کا تعامل ہے۔

اثر کمیت کا کلیہ | برتھولے نے کیمیائی تعامل پر ارتکاز کے اثر کے متعلق جو نتیجہ نکالا تھا اسی کو گلڈبرگ اور واگے (Guldberg & Waage) نے اثر کمیت کے کلیہ کے نام سے حسب ذیل الفاظ میں پیش کیا۔ "کسی شئے کے تغیر کی شرح اس کی عامل کمیت کے متناسب ہوتی ہے"۔ اور "کیمیائی تعامل کی رفتار متعامل اشیاء کی عامل کمیتوں کے حاصل ضرب کے متناسب ہوتی ہے"۔ محلول اور گیسی حالت میں شئے کی عامل کمیت اس کے سالمی ارتکاز (یعنی گرام سالمات کی تعداد فی لیٹر) کے متناسب ہوتی ہے اور اثر کمیت کے کلیہ کو یوں بھی بیان کر سکتے ہیں کہ "کسی شئے کے تغیر کی شرح اس کے گرام سالمی ارتکاز کے متناسب ہوتی ہے"۔

متعاکس تعاملات | لوہے پر بھاپ کے عمل سے آئرن آکسائیڈ اور ہائیڈروجن بنتی ہے۔ نیز آئرن آکسائیڈ پر ہائیڈروجن کے عمل سے لوہا اور بھاپ حاصل ہوتی ہے پس تعامل ہر دو سمتوں میں واقع ہوتا ہے۔ اس کو مندرجۂ ذیل طور پر لکھا جاتا ہے۔

$$3Fe + 4H_2O \rightleftharpoons Fe_3O_4 + 4H_2$$

ایک اور مثال حسب ذیل ہے:-

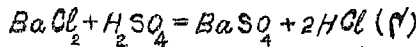
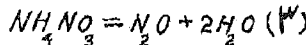
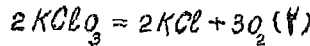
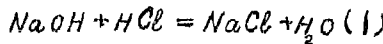
$$C_2H_5OH + CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

جو تعاملات ہر دو سمت میں واقع ہوتے ہیں ان کو متعاکس تعاملات کہتے ہیں۔

یہ ناکمل تعاملات ہیں - ان میں متعامل اشیا مکمل طور پر تعاملی حاصلوں میں تبدیل نہیں ہوتیں -
اکثر تعاملات منعکس ہوتے ہیں لیکن بعض تعاملات محض ایک سمت میں واقع ہوتے ہیں ان کو
غیر منعکس یا مکمل تعاملات کہتے ہیں - مثلاً

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O \quad (۱)$$

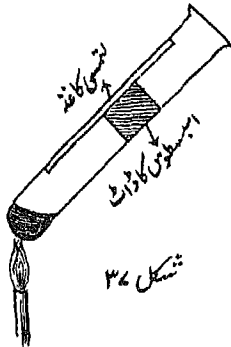
$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2 \quad (۲)$$

$$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O \quad (۳)$$

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl \quad (۴)$$

افتراق امونیم کلورائیڈ کا ضابطہ NH_4Cl ہے - اس کا سالمی وزن ۵۳٫۵
اور بخاری کثافت ۲۶٫۷۵ ہونی چاہئے - لیکن تجربہ میں اس کی قیمت تقریباً ۱۳٫۸
حاصل ہوتی ہے - اب اگر آوا گادرو کا دعویٰ صحیح ہو اور بخاری کثافت سالمی وزن کا
نصف ہوتی ہو تو امونیم کلورائیڈ کا سالمی ضابطہ $N_{\frac{1}{2}}H_2Cl_{\frac{1}{2}}$ حاصل ہوتا ہے جس سے
نظریۂ جوہر کے مفروضہ کی تردید ہوتی ہے کہ جوہروں کی تقسیم ممکن نہیں - اب اگر نظریۂ
جوہر صحیح ہو تو یہ ماننا پڑیگا کہ آوا گادرو کا اصول درست نہیں - لیکن ہم جانتے ہیں کہ
آوا گادرو کا دعویٰ وسیع نظری اساس پر مبنی ہے -

قبل اس کے کہ ہم نظریۂ جوہر یا آوا گادرو کے دعویٰ کو ترک کرنے پر آمادہ ہوں ہمیں
اس بات کی تحقیق کرنی چاہئے کہ امونیم کلورائیڈ کو بخارات میں تبدیل کرنے پر اس میں کوئی
تغیر تو نہیں ہوتا - ہم جانتے ہیں کہ امونیم کلورائیڈ کو امتحانی نلی میں گرم کریں تو یہ تحلیل ہوتا
ہے اور امونیا گیس کی بو آتی ہے - یہ بہت ممکن ہے کہ بخارات میں تبدیل کرنے پر امونیم
کلورائیڈ کی تحلیل واقع ہوتی ہے - $NH_4Cl = NH_3 + HCl$ - امونیا کی

بخاری کثافت ۸٫۶۵ اور ہائیڈروجن کلورائیڈ کی بخاری کثافت ۱۸٫۶۲۵ ہوتی ہے اور ان کے مساوی حجموں کو ملانے پر اوسط کثافت = $\frac{18.625+8.65}{2}$ = ۱۳٫۶۳۸ حاصل ہونی چاہیئے۔ بجز بہ میں بخاری کثافت کی یہی قیمت ہوتی ہے۔ پس یہ مفروضہ درست ہے کہ امونیم کلورائیڈ کا بخار امونیا اور ہائیڈروجن کلورائیڈ پر مشتمل ہوتا ہے اس کی تصدیق اس طرح ہوتی ہے کہ اگر امونیم کلورائیڈ کے بخار کو مسامدار ڈاٹ میں سے نفوذ کا موقع دیا جائے تو امونیا اپنی کم کثافت کے باعث پہلے نکلتی ہے اور بعد ازاں ہائیڈروجن کلورائیڈ خارج ہوتی ہے۔

امونیم کلورائیڈ کی تحلیل سے امونیا و ہائیڈروجن کلورائیڈ بنتے ہیں۔ ان گیسوں کو باہم ملانے یا امونیم کلورائیڈ کے بخار کو سرد کرنے پر پھر سے امونیم کلورائیڈ بنتا ہے۔ پس امونیم کلورائیڈ کی تحلیل ایک منعکس عمل ہے۔ $NH_4Cl \rightleftharpoons NH_3 + HCl$ ۔ اس کو افتراق کہتے ہیں۔ جب گرم کرنے پر شئے کے سالمات سادہ تر سالمات (یا جواہر) میں تبدیل ہوتے ہیں جن کو سرد کرنے پر ان کی دوبارہ ترکیب ہوتی ہے اور ابتدائی شئے بنتی ہے تو اس مظہر کو افتراق کہتے ہیں اور یہ کہا جاتا ہے کہ شئے افتراق کرتی ہے۔

تجربہ (۲۶)۔ ایک امتحانی نلی میں تھوڑا سا امونیم کلورائیڈ لو۔ نلی میں اسبسطوس کے ڈاٹ کے ساتھ ایک مرطوب سرخ لٹمسی کاغذ رکھو (شکل ۳۷) مرکب کو گرم کرو۔ امونیا مقابلتاً تیزی سے اوپر آتی ہے اور کاغذ کا نچلا حصہ نیلگوں ہو جاتا ہے

شکل ۳۷

مزید گرم کرنے پر یہ حصہ (HCl کے باعث) سرخ ہو جاتا ہے۔ اس وقت لٹمس کا بالائی حصہ نیلگوں ہوتا ہے کیونکہ امونیا ڈاٹ کے باہر نفوذ کرتی ہے۔

افتراق کی مثالیں حرارت کے زیر عمل افتراق کرنیوالی اشیاء کی چند مثالیں حسب ذیل ہیں :۔

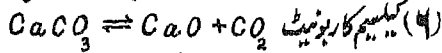
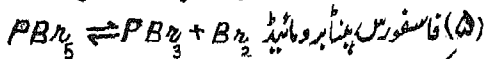
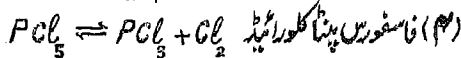
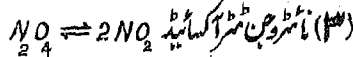
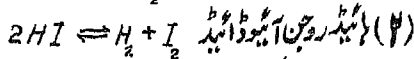
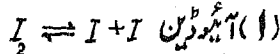
(۱) آئیوڈین $I_2 \rightleftharpoons I + I$

(۲) ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$

(۳) نائٹروجن ٹٹرآکسائیڈ $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$

(۴) فاسفورس پنٹا کلورائیڈ $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$

(۵) فاسفورس پنٹا برومائیڈ $PBr_5 \rightleftharpoons PBr_3 + Br_2$

(۶) کیلسیم کاربونیٹ $CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2$

افتراق کا اندازہ بعض صورتوں میں بخار کے رنگ کی تبدیلی سے کیا جا سکتا ہے۔ چنانچہ ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ بے رنگ ہوتا ہے۔ لیکن جب اس کے افتراق سے آئیوڈین بنتی ہے تو بخار ہلکا بنفشی ہوتا ہے اور تپش کے اضافہ سے رنگ گہرا ہوتا ہے۔ فاسفورس پنٹا کلورائیڈ و فاسفورس ٹرائی کلورائیڈ کے بخارات بے رنگ ہوتے ہیں لیکن کلورین کی موجودگی کے باعث بخار ہلکا سبزی مائل ہوتا ہے۔

درجۂ افتراق ہمیشہ یہ ضروری نہیں کہ گرم کرنے پر شئے مکمل طور پر افتراق کرے بلکہ ہر شئے مختلف تپشوں پر مختلف حد تک افتراق کرتی ہے۔ کسی تپش پر افتراق کرنیوالے سالمات کی تعداد اور ابتدائی سالمات کی مجموعی تعداد میں جو نسبت پائی جاتی ہے اس کو درجۂ افتراق کہتے ہیں۔ اس سے افتراقی عمل کی وسعت کا اندازہ

ہوتا ہے اور معلوم ہوتا ہے کہ ابتدائی سالمات میں سے کتنے سالمات افتراق کرتے ہیں یا ہر سالمہ کا کس قدر جزو افتراق کرتا ہے۔ درجۂ افتراق = افتراق کرنیوالے سالمات کی تعداد / ابتدائی سالمات کی مجموعی تعداد

مثلاً اگر امونیم کلورائیڈ کے ۱۰۰ سالمات کو گرم کرنے پر ۴۰ سالمات تحلیل ہو جائیں تو درجۂ افتراق ۴۰٪ ہوتا ہے۔

جب افتراق سے مستعمل شئے کے حجم میں تبدیلی ہو تو بخاری کثافت کی پیمایش سے درجۂ افتراق معلوم کیا جا سکتا ہے۔ فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کے افتراق پر غور کرو۔

$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$ - فرض کرو کہ تجربہ فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کے ایک سالمہ سے شروع کیا گیا اور خاص تپش پر اس کا عہ جز افتراق کرتا ہے۔ بقیہ (۱ - عہ) بغیر متغیر رہتا ہے۔ اب چونکہ فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کے ہر سالمہ کی تحلیل سے ۲ سادہ سالمات بنتے ہیں اس لئے عہ سالمات کی تحلیل سے ۲ عہ سالمات بنینگے۔

پس افتراق سے پہلے سالمات کی تعداد = ۱، افتراق کے بعد فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کے سالمات کی تعداد = (۱ - عہ)، اور ٹرائی کلورائیڈ و کلورین کے سالمات کی تعداد = ۲ عہ، یعنی افتراق کے بعد تعادلی نظام میں سالمات کی مجموعی تعداد = (۱ - عہ) + ۲ عہ = (۱ + عہ)

آواگادرو کے دعوی سے سالمات کی تعداد حجموں کے براہ راست متناسب ہوتی ہے:-

افتراق کے بعد حجم / افتراق سے پہلے حجم = افتراق کے بعد سالمات کی تعداد / افتراق سے پہلے سالمات کی تعداد - کثافت اور حجم میں بالعکس نسبت ہوتا ہے

اور مساوات میں حجموں کے بجائے بخاری کثافت درج کر سکتے ہیں:-

افتراق سے پہلے بخاری کثافت / افتراق کے بعد بخاری کثافت = افتراق کے بعد سالمات کی تعداد / افتراق سے پہلے سالمات کی تعداد

بخاری کثافت کے تجربہ سے صرف افتراق کے بعد کی کثافت معلوم ہوتی ہے - اس کو ہم

شئے کی ظاہری بخاری کثافت کہہ سکتے ہیں اور علامت ثَ سے تعبیر کرینگے۔ شئے کو افتراق نہ ہوتا تو اس کی کثافت کیمیائی ضابطہ کے وزن کے نصف کے برابر ہوتی اور اس کو اس کی حقیقی بخاری کثافت کہا جاسکتا ہے اور علامت ثا سے تعبیر کیا جائیگا۔ ان اعداد کو مساوات بالا میں درج کرنے پر

$$\frac{\text{شئے کی حقیقی بخاری کثافت}}{\text{شئے کی ظاہری بخاری کثافت}} = \frac{\text{افتراق کے بعد سالمات کی تعداد}}{\text{افتراق سے پہلے سالمات کی تعداد}}$$

یعنی $\frac{ثا}{ثَ} = \frac{1+ع}{1}$ یا $ع = \frac{ثا - ثَ}{ثَ}$

$$\text{پس درجۂ افتراق} = \frac{\text{شئے کی حقیقی بخاری کثافت} - \text{شئے کی ظاہری بخاری کثافت}}{\text{شئے کی ظاہری بخاری کثافت}}$$

یہ مساوات صرف اس وقت صادق آتی ہے جب شئے کے ایک سالمہ کے افتراق سے ۲ سالمات بنتے ہوں۔ اب اگر شئے کے ہر سالمہ کے افتراق سے ۳، ۴ وغیرہ سادہ سالمات بنیں تو پھر مساوات کی شکل اس طرح ہوتی ہے۔

$$ع = \frac{ثا - ثَ}{ثَ\,(ن-1)}$$ (جہاں ن سے مراد ایک سالمہ کی تحلیل سے بننے والے سادہ سالمات کی تعداد ہے)۔

مثال (۱) ۲۵۰° پر فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کی بخاری کثافت ۵۷٫۷۷ ہے۔ اس کا درجۂ افتراق معلوم کرو۔

$$\text{درجۂ افتراق} = \frac{\text{حقیقی بخاری کثافت} - \text{ظاہری بخاری کثافت}}{\text{ظاہری بخاری کثافت}}$$

چونکہ PCl_5 کی حقیقی بخاری کثافت $= \frac{208.66}{2} = 104.33$ ہے اسلئے

$$\text{درجۂ افتراق} = \frac{104.33 - 57.77}{57.77} = 0.8065 \text{ یا } 80.65\%$$

مثال (۲) ۲۵۰° پر فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کی بخاری کثافت

۵۷٫۷۷ ہے۔ بخار میں کلورین کا وزنی و حجمی تناسب معلوم کرو۔

$$\text{فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کا درجۂ افتراق} = \frac{۱۰۴٫۲۳ - ۵۷٫۷۷}{۵۷٫۷۷} = ۰٫۸۰۵$$

یعنی فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کے ایک گرام سالمہ (۲۰۸٫۶۶ گرام) کو ۲۵۰° پر گرم کریں تو اس کا ۰٫۸۰۵ جز افتراق کرتا ہے جس سے فاسفورس ٹرائی کلورائیڈ و کلورین کے ۰٫۸۰۵، ۰٫۸۰۵ سالمات بنتے ہیں۔ چونکہ کلورین کے گرام سالمہ کا وزن ۷۱ ہوتا ہے اس لئے آمیزہ میں کلورین کا وزن = ۰٫۸۰۵ × ۷۱ = ۵۷٫۱۵۵ گرام،

$$\text{آمیزہ میں کلورین کا تناسب} = \frac{۱۰۰ \times ۵۷٫۱۵۵}{۲۰۸٫۶۶} = ۲۷٫۴\% -$$

آمیزہ میں PCl_5 کے ۰٫۱۹۵ سالمات، PCl_3 کے ۰٫۸۰۵ سالمات اور کلورین کے ۰٫۸۰۵ سالمات ہیں اور سالمات کی مجموعی تعداد = ۱٫۸۰۵ ہے۔ اب چونکہ آواگاڈرو کے کلیہ سے حجم، تعداد سالمات کے براہ راست متناسب ہوتا ہے اس لئے آمیزہ کا حجم ∝ ۱٫۸۰۵، اور کلورین کا حجم ∝ ۰٫۸۰۵، کلورین کا حجمی تناسب

$$= \frac{۱۰۰ \times ۰٫۸۰۵}{۱٫۸۰۵} = ۴۴٫۶۳\%$$

نائٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ کا افتراق | نائٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ پر حرارت کے عمل سے دلچسپ تغیرات ہوتے ہیں۔ پست تپشوں پر (مثلاً −۲۰°م) یہ ایک بیرنگ قلمی ٹھوس ہے جس کا نقطۂ انجماد −۱۰°م ہے۔ مایع کا رنگ ہلکا زرد ہوتا ہے لیکن تپش کے اضافہ سے رنگ گہرا ہوتا جاتا ہے اور مایع ۲۲°م پر جوش کھاتا ہے۔ نقطۂ جوش پر بخارات کا رنگ نارنجی ہوتا ہے۔ تپش کے بڑھنے پر بخارات سرخی مائل بھورے ہو جاتے ہیں۔ رنگ بتدریج گہرا بھورا ہوتا ہے اور آخرکار ۱۴۰°م پر بخارات تاریک ہوتے ہیں۔

نائٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ کی کثافتیں مختلف تپشوں پر مختلف ہوتی ہیں۔ اور

ضابطہ ع = $\frac{۴۶ - ث}{ث}$ کی مدد سے مختلف تپشوں پر اس کا درجۂ افتراق محسوب کیا جاسکتا ہے - جدول ذیل میں بعض قیمتیں درج کی جاتی ہیں جن کو دیوائیل اور ٹروسٹ (Deville & Troost) نے تجربات سے حاصل کیا تھا -

تپش	بخاری کثافت	درجۂ افتراق
(۱) ۲۶٫۷° م	۳۸٫۳	۰٫۲۰۱ (یا ۲۰٫۱%)
(۲) ۶۰٫۲° م	۳۰٫۲۵	۰٫۵۰۱ (یا ۵۰٫۱%)
(۳) ۱۰۰٫۱° م	۲۵٫۷۰	۰٫۷۹۰ (یا ۷۹٫۰%)
(۴) ۱۴۰٫۰° م	۲۳٫۰	۱٫۰ (یا ۱۰۰%)

جدول سے ظاہر ہے کہ گیس کے رنگ کی اعظم حدت مکمل افتراق کے مطابق ہوتی ہے اور یہ ۱۴۰° م پر ہوتا ہے -

اب اگر تپش ۱۴۰° سے بلند کی جائے تو رنگ کی حدت آہستہ آہستہ کم ہوتی ہے اور ۶۰۰° پر گیس تقریباً بے رنگ ہوتی ہے - یہ تغیرات نائٹروجن پر آکسائیڈ کے آکسیجن و نائٹرک آکسائیڈ میں افتراق کے باعث ہوتے ہیں جو بے رنگ گیسیں ہیں - سرد کرنے پر رنگ عود کرتا ہے اور ۱۴۰° پر اس کی حدت اعظم ہوتی ہے - اس سے زیادہ سرد کریں تو رنگ کی تاریکی کم ہوتی ہے اور بخارات پہلے بھورے اور آخر میں (۲۲° م پر) نارنجی ہوتے ہیں - ان تغیرات کو حسب ذیل طور پر لکھا جاتا ہے -

$$N_2O_4 \overset{۱۴۰°}{\rightleftharpoons} 2NO_2 \overset{۶۰۰°}{\rightleftharpoons} 2NO + O_2$$

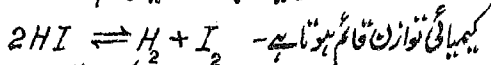
بلند تپشوں پر افتراق اکثر قیام پذیر مرکبات بھی بلند تپشوں پر افتراق کرتے ہیں - مثلاً نرنسٹ (Nernst) نے تجربات سے بتایا کہ پانی ۱۰۰۰° م پر ۰٫۰۰۰۳%

کی حد تک افتراق کرتا ہے اور ۲۵۰۰° م پر اس کا تقریباً ۴ % جز افتراق کرتا ہے۔ امونیا، ہائیڈروجن کلورائیڈ، نائٹرک آکسائیڈ وغیرہ بلند تپشوں پر افتراق کرتے ہیں۔

بعض عناصر کے سالمات بلند تپشوں پر جوہروں میں بٹتے ہیں چنانچہ آیوڈین کی بخاری کثافت ۶۰۰° م اور ۷۰۰° م کے مابین ۱۲۷ ہوتی ہے اور اس کے سالمات دو جوہری ہوتے ہیں لیکن ۱۴۰۰° م پر کثافت نصف ہوتی ہے اور ایک جوہری سالمات کا وجود ثابت ہوتا ہے۔ $I_2 \rightleftharpoons 2I$ - ۵۰۰° م پر گندک کی بخاری کثافت ۱۲۸ ہوتی ہے یعنی سالمہ میں گندک کے آٹھ جوہر پائے جاتے ہیں، ۱۰۰۰° م پر کثافت ۳۲ ہوتی ہے اور گندک کے سالمات دو جوہری ہوتے ہیں۔ بلند تر تپشوں پر گندک کے سالمات ایک جوہری ہو جاتے ہیں۔

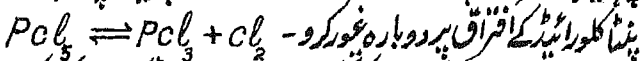
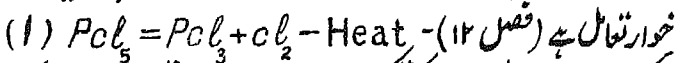
$S_8 \rightleftharpoons 4S_2 \rightleftharpoons 8S$ - افتراق کی ضد ائتلاف ہے۔ اس عمل میں سادہ سالمات (یا جواہر) کے اجتماع سے بھاری سالمات بنتے ہیں۔ چنانچہ گندک کے جواہر کے ائتلاف سے دو جوہری سالمات بنتے ہیں اور دو جوہری سالمات کے ائتلاف سے ہشت جوہری سالمات بنتے ہیں۔

کیمیائی توازن منعکس تعامل سے محض یہ مراد نہیں کہ تعامل کو راست و مخالف سمتوں میں واقع کروایا جا سکتا ہے۔ بلکہ اس میں راست و مخالف عمل ہمیشہ واقع ہوتے رہتے ہیں۔ اس کا ثبوت اس طرح ملتا ہے کہ منعکس عمل کبھی مکمل نہیں ہوتا اور تعاملی نظام میں متعامل اشیاء و تعاملی حاصل دونوں ایک ساتھ موجود رہتے ہیں۔ منعکس تعامل کی رفتار = (راست عمل کی رفتار - مخالف عمل کی رفتار)۔ ایک موقع پر یہ بھی ممکن ہے کہ راست عمل و مخالف عمل کی رفتاریں مساوی ہو جائیں اور منعکس تعامل کی رفتار بظاہر صفر ہو جائے۔ اس کیفیت کو کیمیائی توازن کہتے ہیں۔ چنانچہ خالص

ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ کو بند نلی میں گرم کرنے پر یہ خاص شرح سے تحلیل ہوتا ہے۔ جیسے جیسے تحلیل کا عمل آگے بڑھتا ہے ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ کی مقدار کم ہوتی جاتی ہے اور اس کی تحلیل کی شرح بھی گھٹتی ہے۔ برخلاف اس کے ہائیڈروجن و آئیوڈین کی ترکیب کی شرح ابتدا میں صفر ہوتی ہے لیکن جب ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ کی تحلیل سے یہ دو اشیاء بنتی ہیں تو فوراً ان کی ترکیب کا عمل ایک خاص شرح سے شروع ہوتا ہے اور اس میں بتدریج ترقی ہوتی ہے۔ آخر کار آئیوڈین و ہائیڈروجن کی ترکیب کی رفتار ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ کی تحلیل کی رفتار کے مساوی ہو جاتی ہے۔ اس موقع پر ایک ثانیہ میں آئیوڈین و ہائیڈروجن کی ترکیب سے جس قدر ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ بنتا ہے اسی قدر تحلیل ہوتا ہے۔ اس طرح کیمیائی توازن قائم ہوتا ہے۔ $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$

توازن کے موقع پر راست و مخالف عملوں کی رفتاریں مساوی ہوتی ہیں۔ لیکن اس کے یہ معنی نہیں کہ تعاملی نظام میں ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ کی مقدار آئیوڈین و ہائیڈروجن کی مجموعی مقدار کے برابر ہوتی ہے۔ تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ ۴۵۶° پر خالص ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ کو گرم کریں تو اس کا صرف ۲۰٪ حصہ تحلیل ہوتا ہے اور بقیہ غیر متغیر رہتا ہے۔ اسی طرح آئیوڈین و ہائیڈروجن کی معادل مقداروں کو علیحدہ نلی میں لے کر ۴۵۶° پر گرم کریں تو ان گیسوں کا ۸۰٪ حصہ ہائیڈروجن آئیوڈائیڈ میں تبدیل ہوتا ہے بقیہ غیر متغیر رہتا ہے۔ تجربات سے یہ بھی معلوم ہوتا ہے کہ اگر تپش کو ۴۵۶° پر مستقل رکھ کر گرم کرنے کا عمل عرصۂ دراز تک جاری رکھیں تو ہر دو صورتوں میں اشیاء کے تناسب پر کوئی اثر نہیں پڑتا۔ پس مثال کس تعامل کو سیدھے جانب کی اشیاء سے شروع کیا جائے یا بائیں جانب کی اشیاء سے شروع کیا جائے خاص تپش پر توازن کی یکساں کیفیت پیدا ہوتی ہے۔

نیز اگر تپش مستقل ہو تو توازن عرصۂ دراز تک ایک حالت میں قائم رہتا ہے۔

توازن کی تبدیلی کیمیائی توازن کی بڑی خصوصیت یہ ہے کہ راست عمل اور مخالف عمل کی رفتاریں ایک دوسرے کے برابر ہوتی ہیں۔ اب اگر کسی تدبیر سے ان میں سے کسی ایک کو تبدیل کریں تو توازن میں تبدیلی ہوتی ہے۔ وہ حالات جو کیمیائی توازن پر خاص طور پر مؤثر ہوتے ہیں (۱) تپش (۲) دباؤ۔ (۳) ارتکاز ہیں۔ توازن کی تبدیلی کو اصطلاحاً توازن کا ہٹاؤ کہتے ہیں۔

تپش کا اثر یہ معلوم کرنے کے لئے کہ تپش کی تبدیلی سے توازن پر کیا اثر پڑتا ہے پہلے یہ جاننا ضروری ہے کہ تپش کا راست و مخالف تعاملات پر کیا اثر پڑتا ہے۔ فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کے افتراق پر دوبارہ غور کرو۔ $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$

یہ توازن فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کی تحلیل اور فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کی تکوین پر مشتمل ہوتا ہے۔ ان دو عملوں کے حرارتی خصوصیات ایک دوسرے کے متضاد ہوتے ہیں۔ فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کی تحلیل میں حرارت جذب ہوتی ہے اور یہ حرارت خوار تعامل ہے (فصل ۱۲)۔ $(1)\ PCl_5 = PCl_3 + Cl_2 - \text{Heat}$

لیکن فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کی تکوین میں حرارت خارج ہوتی ہے یہ حرارت زا عمل ہے $(2)\ PCl_3 + Cl_2 = PCl_5 + \text{Heat}$ ۔ اب فرض کرو کہ کسی خاص تپش پر توازن قائم ہوگیا اور راست و مخالف تعاملات کی رفتاریں مساوی ہوگئیں۔ اس وقت تپش میں اضافہ کیا جائے تو توازنی نظام کو حرارت کی زیادہ مقدار میسر آتی ہے اور یہ زیادہ حرارت جذب کرتا ہے جس کا لازمی نتیجہ یہ ہوتا ہے کہ فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کی تحلیل کی شرح بڑھتی ہے جس سے فاسفورس ٹرائی کلورائیڈ و کلورین کی مقداروں میں اضافہ ہوتا ہے۔

اگر تپش کم کی جائے تو مخالف اثر پڑتا ہے۔

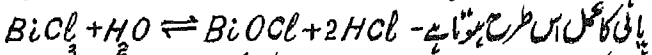
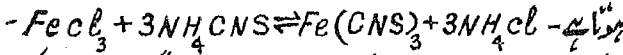
مثال بالا سے واضح ہے کہ تپش کے اضافہ سے توازنی نظام کے حرارت خوار عمل کو تقویت ہوتی ہے اور اس کے حاصلوں کی مقدار بڑھتی ہے لیکن تپش کو کم کریں تو حرارت زا تعامل میں ترقی ہوتی ہے اور اس کے حاصلوں کی مقدار میں اضافہ ہوتا ہے۔

دباؤ یا حجم کی تبدیلی کا اثر | اثر کمیت کے کلیہ کی رو سے کسی شئے کے تغیر کی رفتار اکائی حجم میں شئے کے گرام سالمات کی تعداد کے متناسب ہوتی ہے۔ حجم یا دباؤ کی تبدیلی سے اکائی حجم میں گرام سالمات کی تعداد کم و بیش ہوتی ہے۔ جس سے تعامل کی رفتار پر اثر پڑتا ہے۔ اب اگر دباؤ یا حجم کی تبدیلی سے راست و مخالف عمل یکساں طور پر متاثر ہوں تو توازن پر کوئی اثر نہیں پڑتا۔ اس کی مثال ہائیڈروجن آیوڈائیڈ کا افتراق ہے:-

$2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$ ۔ لیکن دباؤ یا حجم کی تبدیلی راست و مخالف عملوں پر مختلف طور پر اثر کرے تو توازن میں تبدیلی واقع ہوتی ہے۔ اس کی توضیح نائٹروجن ٹٹرآکسائیڈ کے افتراق سے کیجا سکتی ہے۔ $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ ۔ یہ توازن ایک نائٹروجن ٹٹرآکسائیڈ کے ایک سالمہ کی تحلیل اور نائٹروجن پرآکسائیڈ کے دو سالمات کی باہمی ترکیب پر مشتمل ہوتا ہے۔ نائٹروجن ٹٹرآکسائیڈ کا سالمہ خود تحلیل ہوتا ہے۔ اس پر دیگر سالمات کی موجودگی کا اثر نہیں پڑتا۔ لیکن پرآکسائیڈ سے ٹٹرآکسائیڈ اس وقت تک نہیں بن سکتا جب تک کہ پرآکسائیڈ کے دو سالموں کو باہم ٹکرانے کا موقع نہ ملے۔ اب اگر توازنی نظام کے حجم کو بڑھادیں (یا دباؤ کم کردیں) تو ظاہر ہے کہ پرآکسائیڈ کے سالمات کے مابین فاصلہ بڑھ جاتا ہے اور ان کو آپس میں ٹکرانے کا موقع پہلے سے کم ملتا ہے۔ پس حجم کی زیادتی یا ہلکاؤ سے پرآکسائیڈ کے سالمات کا ائتلاف گھٹ جاتا ہے اور ٹٹرآکسائیڈ کا افتراق بڑھتا ہے۔ اس کے برخلاف حجم کی کمی یا دباؤ کے اضافہ سے

افتراق کا عمل کم ہوتا ہے۔

لہذا حجم کی کمی یا دباؤ کے اضافہ سے توازن اس سمت میں آگے بڑھتا ہے جس میں حجم کی کمی ہوتی ہے اور ہلکا نے یا دباؤ کے کم کرنے پر اس کے برخلاف عمل ہوتا ہے۔ اب اگر متعاکس تعامل کی مساوات کے دونوں طرف سالمات کی مساوی تعداد ہو تو دباؤ یا حجم کی تبدیلی کا توازن پر اثر نہیں پڑتا۔

ارتکاز کا اثر اثر کمیت کے کلیہ سے واضح ہے کہ متعامل اشیاء کے ارتکازات کو بدلکر تعامل کی رفتار تبدیل کر سکتے ہیں اور اس طرح توازن کو بھی تبدیل کیا جا سکتا ہے۔ اثر کمیت کی توضیح کے لئے چند مثالیں درج کی جاتی ہیں۔ (۱) بسمتھ کلورائیڈ پر پانی کا عمل اس طرح ہوتا ہے۔ $BiCl_3 + H_2O \rightleftharpoons BiOCl + 2HCl$

بسمتھ کلورائیڈ اور پانی کے آمیزہ میں ہلکا یا ہائیڈروکلورک ترشہ ملانے پر محلول شفاف ہوتا ہے اور توازن سیدھے جانب سے بائیں جانب ہٹتا ہے۔ اب محلول میں با فراط پانی ملائیں تو بسمتھ آکسی کلورائیڈ کا رسوب بنتا ہے یعنی توازن بائیں طرف سے سیدھی طرف ہٹتا ہے۔ (۲) فیرک کلورائیڈ اور امونیم تھائیوسائنیٹ کا تعامل متعاکس ہوتا ہے۔ $FeCl_3 + 3NH_4CNS \rightleftharpoons Fe(CNS)_3 + 3NH_4Cl$ ۔

فیرک کلورائیڈ میں امونیم تھائیوسائنیٹ ملانے پر دموی سرخ رنگ کا رسوب فیرک تھائیوسائنیٹ حاصل ہوتا ہے۔ اس میں امونیم کلورائیڈ کی با فراط مقدار ملانے پر رسوب حل ہوتا ہے اور ہلکے بھورے رنگ کا محلول حاصل ہوتا ہے۔ پس توازن کو متعامل اشیاء کی مقداریں بدل کر حسب دلخواہ تبدیل کیا جا سکتا ہے۔

لی شیٹلیے کا کلیہ توازن پر تپش، دباؤ و ارتکاز کے اثر کے متعلق جو بحث

کی گئی وہ ایک عام اصول سے تعلق رکھتی ہے جیسے لی شیٹلے (Le Chatelier) کا کلیہ کہتے ہیں :- "کسی توازنی نظام کا جن حالات پر انحصار ہوتا ہے ان میں سے اگر کسی ایک میں تبدیلی کی جائے تو توازن کا ہٹاؤ اس طرح ہوتا ہے کہ واقع کردہ تبدیلی کا اثر جزءً زایل ہو جائے" چنانچہ تپش کے اضافہ سے اس تغیر کو تقویت ہوتی ہے جو حرارت جذب کرتا ہے اور اس طرح تپش کے اثر کو زایل کرنے کا متقاضی ہوتا ہے۔ نیز جس تعامل میں حجم کی کمی ہوتی ہے وہ دباؤ کے اضافہ سے ترقی کرتا ہے کیونکہ اس طرح نظام پر دباؤ کے اضافہ کا اثر ایک حد تک زایل ہو جاتا ہے۔ لی شیٹلے کا کلیہ طبیعی توازنوں پر بھی حاوی ہے۔

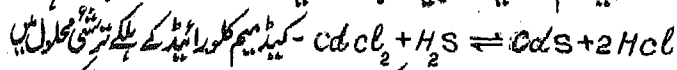
امونیا کی تالیف ہمیں معلوم ہو چکا ہے کہ اکثر تعاملات متعاکس ہوتے ہیں اور بعض حالات کے تحت توازن اختیار کرتے ہیں۔ لیکن ان حالات (تپش، دباؤ اور ارتکاز) کو تبدیل کرکے توازن کو حسب دلخواہ تبدیل کیا جا سکتا ہے۔ صنعتی عملوں میں ان اصولوں سے عملی طور پر فائدہ اٹھایا جاتا ہے۔ مثلاً امونیا کی تالیف کا عمل حسب ذیل ہوتا ہے :-

$3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + 2 \times 12000 Cal$ - دباؤ کے اضافہ سے امونیا کی مقدار میں اضافہ ہوتا ہے لیکن تپش کے اضافہ سے اس کی تحلیل ہوتی ہے۔ پس صنعتی عمل میں (ہابر و کلاوڈ ے کے قاعدوں میں) کثیر دباؤ اور پست تپش استعمال کی جاتی ہے اور پست تپشوں پر رفتار تعامل کو بڑھانے کے لیے تماسی عامل (فصل ۱۲) استعمال کیا جاتا ہے۔ عملی طور پر ہائیڈروجن و نائٹروجن کے آمیزہ کو ۲۰۰ یا ۱۰۰۰ کرات ہوائی کے تحت برقی قوس پر گرم کرتے ہیں اور اس کو یورانیم یا لوہے (تماسی عامل) پر سے گزارا جاتا ہے جس سے آمیزہ کا ایک بڑا حصہ امونیا میں تبدیل ہوتا ہے۔ اس کو امامعت کے ذریعہ یا پانی میں جذب کرکے علیحدہ کر لیتے ہیں۔ اور غیر متغیر نائٹروجن و ہائیڈروجن کو

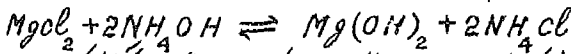
بھی استعمال کرتے ہیں۔ (نیز دیکھو صفحہ ۲۵۰)۔

کیفی تشریح کیفی تشریح میں تجربہ کے حالات اس طرح رکھے جاتے ہیں کہ منعکس تعامل بہت کم واقع ہونے پاتا ہے اور تعامل بڑی حد تک اک سمتی یا مکمل ہوتا ہے۔

کیڈمیم کلورائیڈ اور ہائیڈروجن سلفائیڈ کا تعامل منعکس ہوتا ہے۔

$$CdCl_2 + H_2S \rightleftharpoons CdS + 2HCl$$

کیڈمیم کلورائیڈ کے ہلکے ترشئی محلول میں ہائیڈروجن سلفائیڈ کا آبی محلول ملانے پر کیڈمیم سلفائیڈ کا زرد رسوب بنتا ہے۔ لیکن اس میں مرتکز ہائیڈروکلورک ترشے کے چند قطرے ڈالنے پر رسوب حل ہوتا ہے۔ پس کیڈمیم کی ترسیب ہائیڈروکلورک ترشہ اور ہائیڈروجن سلفائیڈ کی مقداروں پر منحصر ہوتی ہے۔ کیڈمیم کلورائیڈ کے ہلکائے ترشئی محلول میں ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارنے پر کیڈمیم سلفائیڈ کی تقریباً مکمل ترسیب ہوتی ہے۔ ہلکے ترشئی محلول میں گیس کی رو گزارنے پر عملاً گیس کی مقدار بافراط ہوتی ہے اور مخالف عمل ناقابل لحاظ ہوتا ہے۔ اگر محلول طاقتور ترشئی ہو تو گیس گزارنے سے پہلے اس کو ہلکانا ضروری ہے۔

میگنیشیم کلورائیڈ کے آبی محلول میں امونیا ملانے پر میگنیشیم ہائیڈرآکسائیڈ کی ترسیب ہوتی ہے۔ لیکن میگنیشیم ہائیڈرآکسائیڈ کو امونیم کلورائیڈ کے ساتھ گرم کرنے پر یہ حل ہوتا ہے:-

$$MgCl_2 + 2NH_4OH \rightleftharpoons Mg(OH)_2 + 2NH_4Cl$$

اب اگر میگنیشیم نمک کے محلول میں امونیم کلورائیڈ ملا کر امونیا ملائیں تو میگنیشیم کی ترسیب نہیں ہوتی۔ یہی عمل مینگنیز، جست وغیرہ کا ہوتا ہے۔ برخلاف اس کے ایلومینیم، کرومیم اور فیرک ہائیڈرآکسائیڈز امونیم کلورائیڈ میں ناحل پذیر ہوتے ہیں۔ اور اس شئے کی موجودگی ان دھاتوں کی ترسیب میں مانع نہیں ہوتی۔ پس امونیم کلورائیڈ کی مدد سے

گروہ سوم (ایلومینیم وغیرہ) کو گروہ چہارم (جست وغیرہ) اور میگنیشیم سے جدا کر سکتے ہیں۔ ان کو مکمل طور پر جدا کرنے کے لئے بہ افراط امونیم کلورائیڈ ملانا ضروری ہے۔

متعامل اشیاء میں سے کسی ایک کی افراط لینے کے بجائے یہ بھی ممکن ہے کہ توازنی نظام سے اس کو خارج کر کے توازن کو توڑا جائے۔ شئے کو خارج کرنے کے لئے اس کی طیران پذیری سے مدد لے سکتے ہیں۔ مثلاً $NaCl + H_2SO_4 \rightleftharpoons NaHSO_4 + HCl$

سوڈیم کلورائیڈ پر مرتکز سلفیورک ترشہ کا عمل متعاکس ہوتا ہے۔ ہائیڈروکلورک ترشہ طیران پذیر شئے ہے۔ گرم کرنے پر اس کی طیران پذیری بڑھتی ہے اور ہائیڈروجن کلورائیڈ گیس خارج ہوتی ہے۔ اس واقعہ سے کلورائیڈز کی کیفی تشریح میں مدد لی جاتی ہے۔ اساسی و ترشئی اصلیوں کی شناخت سرسری طور پر انہی اصولوں پر مبنی ہے۔

خلاصہ

متعامل اشیاء کے الف کو کیمیائی تعامل کا سبب قرار دیا جاتا ہے۔ لیکن اکثر تعاملات متعاکس ہوتے ہیں اور تعامل کا انحصار متعامل اشیاء کے الف اور ارتکاز پر ہوتا ہے۔ اثر کمیت کے کلیہ سے ہر تعامل کی رفتار متعامل اشیاء کے گرام سالمی ارتکاز کے متناسب ہوتی ہے۔

متعاکس تعاملات خاص حالات میں توازن کی کیفیت اختیار کرتے ہیں۔ توازن پر تپش، دباؤ اور ارتکاز کا اثر پڑتا ہے۔ لی شیٹلیے کے کلیہ سے "کسی توازنی نظام کا جن حالات پر انحصار ہوتا ہے ان میں سے اگر کسی ایک میں تبدیلی کی جائے تو توازن کا ہٹاؤ اس طرح ہوتا ہے کہ واقع کردہ تبدیلی کا اثر جزءً زائل ہو جائے"۔

کسی شئے کی جزوی تحلیل افتراق کہلاتی ہے۔ یہ ایک منعکس عمل ہے اور بعض حالات میں توازن اختیار کرتا ہے۔ کثافتوں کی پیمائش سے درجۂ افتراق معلوم کیا جا سکتا ہے جس سے مراد وہ نسبت ہے جو افتراق کرنے والے سالمات کی تعداد اور ابتدائی سالمات کی تعداد میں پائی جاتی ہے۔

$$\therefore \text{عہ} = \frac{\text{ث} - \text{ثَ}}{\text{ثَ}(\text{ن} - ۱)}$$

سوالات

(۱) حرارتی افتراق کا مفہوم واضح کرو۔ اس کی خصوصیات کی توضیح مثالوں سے کرو۔

(۲) امونیم کلورائیڈ کے افتراق پر بحث کرو۔ تم کیونکر ثابت کروگے کہ یہ مرکب افتراق کرتا ہے؟

(۳) بخاری کثافتوں سے (ا) وزن جوہر کی تخمین اور (ب) درجۂ افتراق کی پیمائش میں کیونکر مدد لی جاتی ہے؟

(۴) نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ کو ۔۰۰۵° م سے ۱۰۰° م تک گرم کرنے پر جو واقعات پیش آتے ہیں۔ مفصل بیان کرو۔

(۵) فاسفورس پنٹا کلورائیڈ کے افتراق پر تپش و دباؤ کا کیا اثر پڑتا ہے؟

(۶) ۶۰° م پر نائٹروجن ٹیٹرآکسائیڈ کی بخاری کثافت ۳۰.۶۲ ہوتی ہے۔ آمیزہ میں NO_2 کا وزنی و حجمی تناسب معلوم کرو۔

(۷) کیمیائی اِلف سے کیا مراد ہے؟ ہٹاؤ کے تعاملات سے اِلف کا کیونکر اندازہ کیا جاتا ہے؟

(۸) منعکس تعامل اور کیمیائی توازن کا مفہوم سمجھاؤ۔

(۹) رفتارِ تعامل کی تعریف کرو۔ اس پر متعامل اشیاء کے ارتکاز کا کیا اثر پڑتا ہے؟

(۱۰) اثرکمیت کے کلیہ کی توضیح کیفی تشریح کے تعاملات سے کرو۔

(۱۱) کیفی تشریح میں گروہ سوم کے موقع پر امونیم کلورائیڈ کیوں ملایا جاتا ہے؟

(۱۲) امونیا کی صنعتی تالیف پر بحث کرو۔

فصل (۱۲)

حملان اور حرارت تعامل

اکثر کیمیائی تعاملات بعض "اجنبی" اشیاء کی موجودگی سے متاثر ہوتے ہیں۔
(یہاں "اجنبی" شئے سے مراد یہ ہے کہ کیمیائی تعامل کی مساوات میں یہ موجود نہیں ہوتی)
مثلاً پوٹاسیم کلوریٹ اپنے نقطۂ اماعت کے قریب آہستہ آہستہ تحلیل ہوکر آکسیجن خارج کرتا ہے۔ لیکن اس کے ساتھ مینگنیز ڈائی آکسائیڈ کی تھوڑی سی مقدار ملانے پر تحلیل کا عمل تیزی سے واقع ہوتا ہے۔ $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$ -
اسی طرح ہائیڈروجن اور آکسیجن معمولی تپشوں پر بظاہر تعامل نہیں کرتے لیکن اسفنجی پلاٹینم کی موجودگی میں دھماکا ہوتا ہے اور یہ فوراً تعامل کرتی ہیں۔
ایسی شئے جو خود کیمیائی طور پر متغیر نہیں ہوتی اور دیگر اشیاء کے تغیر میں ممد ہوتی ہے حامل یا "تماسی عامل" کہلاتی ہے۔ اس عمل کو حملان یا "تماسی عمل" کہتے ہیں۔ اور جو تعاملات حامل کی موجودگی میں واقع ہوتے ہیں حملانی تعاملات یا "تماسی تعاملات" کہلاتے ہیں۔ یہ اصطلاحیں برزیلیئس نے وضع کی تھیں۔
تجربات اس امر کے شاہد ہیں کہ تقریباً تمام کیمیائی تغیرات پر حامل کی موجودگی کا اثر پڑتا ہے اور حملان ایک عمومی مظہر ہے۔ برزیلیئس کا خیال تھا کہ حملانی تعاملات میں ایک خاص قوت عمل کرتی ہے جسے اس نے "حملانی قوت" سے موسوم کیا۔ لیکن

اب کیمیا دانوں نے اس خیال کو ترک کر دیا ہے اور اوسٹوالڈ کے الفاظ میں حامل کی یوں تعریف کی جاسکتی ہے۔ **حامل سے مراد وہ شئے ہے جو کیمیائی تعامل کی رفتار کو بدلتی ہے اور تعامل کے آخری ماحصلوں میں شریک نہیں ہوتی۔**

حامل کی خصوصیات حامل کی اہم خصوصیات حسب ذیل ہیں۔

(۱) تعامل کے اختتام پر حامل کیمیائی طور پر غیر متغیر رہتا ہے۔ اور اس کی مقدار میں کمی بیشی نہیں ہوتی۔ چنانچہ آکسیجن کی تیاری میں پوٹاسیم کلوریٹ کے ساتھ جو مینگنیز ڈائی آکسائیڈ ملایا جاتا ہے۔ اس کو تول لیں اور تعامل کے ختم ہونے پر اس کو علیحدہ کرکے دوبارہ تولیں تو اس کا وزن وہی ہوتا ہے جو پہلے تھا۔

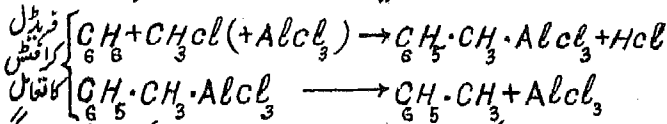
اس میں شک نہیں کہ حامل کی کیمیائی ترکیب غیر متغیر رہتی ہے تاہم اس کی طبعی حالت میں اکثر و بیشتر تبدیلی ہوتی ہے۔ مثلاً آکسیجن کی تیاری میں جو قلمی مینگنیز ڈائی آکسائیڈ استعمال کیا جاتا ہے تعامل کے ختم پر نقلمی حالت میں باقی رہتا ہے۔ ہائیڈروجن و آکسیجن کی باہمی ترکیب میں پلاٹینم کا تار حاملانہ عمل کرتا ہے لیکن تعامل کے بعد تار پر سیاہ پلاٹینم کے باریک ذرات جمع ہوتے ہیں۔

(۲) حامل کی نہایت تھوڑی مقدار متعامل اشیاء کی کثیر مقداروں کے تغیر کو وقوع میں لاسکتی ہے اور حلالی تعامل میں حامل کی نہایت تھوڑی مقدار کی موجودگی کافی ہوتی ہے۔ چنانچہ ہائیڈروجن و آکسیجن کی باہمی ترکیب میں لسوتی پلاٹینم کے صرف ۰٫۶۲ ملی گرام اور سوڈیم سلفائیٹ کی تکسید میں 10^{-12} ط کا پرسلفیٹ حاملانہ فعل انجام دیتا ہے۔ لیکن جب حامل ثانوی تعاملات میں حصہ لیتا ہے تو اس کی زیادہ مقدار درکار ہوتی ہے۔ چنانچہ فریڈل کرافٹس کے تعامل میں جو ایلومینیم کلورائیڈ حاملانہ عمل کرتا ہے وہ بالعموم

تعاملی حاصل سے ترکیب کھاتا ہے - اور مزید حاملانہ عمل کے قابل نہیں رہتا جس کے باعث
تعامل کی تکمیل کے لیے اس شئے کی زیادہ مقدار استعمال کی جاتی ہے -

فریڈل کرافٹس کا تعامل

$$C_6H_6 + CH_3Cl\,(+AlCl_3) \rightarrow C_6H_5 \cdot CH_3 \cdot AlCl_3 + HCl$$

$$C_6H_5 \cdot CH_3 \cdot AlCl_3 \longrightarrow C_6H_5 \cdot CH_3 + AlCl_3$$

(۳) حامل صرف تعامل کی رفتار کو بدلتا ہے - تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ حامل کی موجودگی
میں تعامل کی جو رفتار ہوتی ہے وہ اکثر صورتوں میں حامل کی مقدار کے متناسب ہوتی
ہے - لیکن حامل تعامل کے درجہ کو نہیں بدلتا -

(۴) حامل توازن کی آخری کیفیت کو نہیں بدلتا - چنانچہ کسی خاص تپش پر
ہائیڈروجن آیوڈائیڈ کا افتراق کافی دیر میں توازن کی کیفیت اختیار کرتا ہے - مگر
اسی تپش پر اسفنجی پلاٹینم کی موجودگی میں فوراً توازن قائم ہوتا ہے - لیکن توازنی
آمیزہ میں ہائیڈروجن آیوڈین اور ہائیڈروجن آیوڈائیڈ کا وہی تناسب ہوتا ہے
جو حامل کی غیر موجودگی میں ہوتا ہے - اس سے نتیجہ نکلتا ہے کہ حامل راست و مخالف
تعاملات کی رفتاروں پر یکساں اثر ڈالتا ہے -

(۵) حامل کیمیائی تعامل کی ابتدا نہیں کرتا - البتہ تعامل کی رفتار میں تیزی پیدا کرتا ہے -
(بعض وقت تعامل کی رفتار گھٹتی ہے صفحہ ۲۴۹) - اکثر صورتوں میں بظاہر یہ معلوم
ہوتا ہے کہ کیمیائی تعامل حامل کی غیر موجودگی میں واقع نہیں ہوتا - مثلاً ہائیڈروجن و
آکسیجن کے آمیزہ کو معمولی تپشوں پر بغیر کسی تعامل کے لاانتہا عرصہ تک محفوظ رکھا جا سکتا
ہے - لیکن اس آمیزہ میں اسفنجی پلاٹینم داخل کرنے پر گیسیں دھماکے سے فوراً ترکیب کھاتی
ہیں - اس سے بظاہر یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ حامل تعامل کی ابتدا کرتا ہے - لیکن یہ درست نہیں

کیونکہ ہائیڈروجن اور آکسیجن کے آمیزہ کو ۵۰۰° تک گرم کریں تو یہ گیس کسی قدر تیزی سے ترکیب کھاتی ہیں۔ پس معمولی تپشوں پر تعامل کی رفتار اتنی سست ہوتی ہے کہ بظاہر معلوم ہوتا ہے کہ تعامل واقع نہیں ہو رہا ہے۔

حملان کی مثالیں اوسٹوالڈ کے نقطۂ نظر سے تقریباً تمام تعاملات حامل کی موجودگی سے متاثر ہوتے ہیں اور تقریباً ہر شئے حامل کے طور پر عمل کرتی ہے۔ حملانی تعاملات کی اہم مثالیں یہاں درج کی جاتی ہیں۔

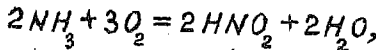
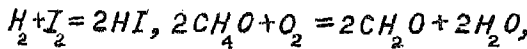
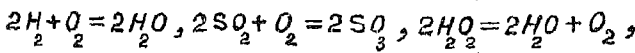
(۱) ترشے اکثر نامیاتی اشیاء کے تعاملات میں حاملانہ عمل کرتے ہیں۔ مثلاً گنے کی شکر، ایسٹرز، ایمائیڈز و نائٹرائیلز کی آب پاشیدگی۔ ڈائی ایزو مرکبات کی تحلیل وغیرہ۔ گنے کی شکر کی آب پاشیدگی سے انگوری شکر و ثمری شکر بنتے ہیں۔ اس کو گنے کی شکر کا معاکسہ کہتے ہیں۔ $C_{12}H_{22}O_{11}+H_2O=C_6H_{12}O_6+C_6H_{12}O_6$ ۔ ایسٹرز کی آب پاشیدگی سے الکوہلز و ترشے بنتے ہیں۔ مثلاً:—

$CH_3COOC_2H_5+H_2O=CH_3COOH+C_2H_5OH$ ۔ ان صورتوں میں حملان کے عمل میں ہائیڈروجن کے رواں حصہ لیتے ہیں۔

(۲) اکثر دھاتیں حاملانہ عمل کرتی ہیں۔ ان میں پلاٹینم و نکل خاص طور پر اہم ہیں۔ جن تعاملات میں پلاٹینم کے حاملانہ اثر سے فائدہ اٹھایا جاتا ہے۔ ان میں اہم حسب ذیل ہیں۔

$2H_2+O_2=2H_2O$ ، $2SO_2+O_2=2SO_3$ ، $2H_2O_2=2H_2O+O_2$ ،

$H_2+I_2=2HI$ ، $2CH_4O+O_2=2CH_2O+2H_2O$ ،

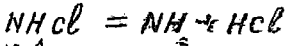
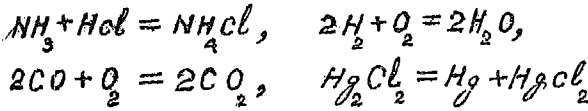
$2NH_3+3O_2=2HNO_2+2H_2O$ ،

دھاتی نکل کو تیل اور چربیوں کے ہائیڈروجنیشن میں استعمال کیا جاتا ہے۔ یورانیم و ایریڈیم

امونیا کی تیاری میں، لوہا نامیاتی اشیاء کی تکسید میں مدد دیتا ہے۔ آئسوپرین (Isoprene) کو ربڑ میں تبدیل کرنے میں سوڈیم دھات اور انیلین کو سیاہ انیلین میں تبدیل کرنے میں وینیڈیم حاملانہ عمل کرتی ہے۔ پارہ کے نمک نفتالین کو تھیالک ترشہ میں (جو مصنوعی نیل کی تیاری میں کام آتا ہے) تبدیل کرنے میں مدد دیتے ہیں۔ بعض دھاتی آکسائیڈز و کوئلہ بھی حامل کے طور پر مفید ہیں۔

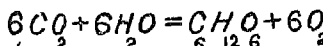
(۳) حاملوں کے زمرہ میں رطوبت بھی داخل ہے۔ پروفیسر بیکر (H.B.Baker) کی تحقیقات سے معلوم ہوتا ہے کہ اکثر اشیاء مکمل طور پر خشک ہوں تو کیمیائی تعامل مطلقاً واقع نہیں ہوتا۔ چنانچہ رطوبت کا ذرا سا شائبہ حسب ذیل تعاملات پر حاملانہ اثر کرتا ہے۔

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl, \quad 2H_2 + O_2 = 2H_2O,$$

$$2CO + O_2 = 2CO_2, \quad Hg_2Cl_2 = Hg + HgCl_2$$

$$NH_4Cl = NH_3 + HCl$$

(۴) حامل کی مثالیں حیاتی عملوں میں بھی ملتی ہیں۔ حیاتی خلیوں میں واقع ہونے والے بیشتر تعاملات بعض نامیاتی حاملوں سے متاثر ہوتے ہیں۔ ان کو حیاتی خلیے سے علیحدہ کیا جا سکتا ہے اور بالعموم ان کی حاملانہ فاعلیت حیاتی خلیہ سے باہر بھی برقرار رہتی ہے۔

روشنی میں پودے کاربن ڈائی آکسائیڈ اور رطوبت جذب کر کے شکر بناتے ہیں۔ یہ عمل سبز پتوں میں ہوتا ہے جن میں کلوروفل موجود رہتا ہے۔

$$6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

کلوروفل کو پتہ سے جدا کر کے مصنوعی طور پر کاربن ڈائی آکسائیڈ کو شکر میں تبدیل کرنے کی

کوششیں اب تک کامیاب نہ ہوسکیں۔

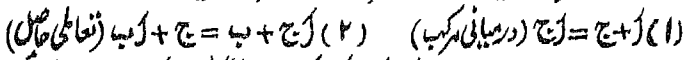
قدرتی طور پر شکر و نشاستہ کی تحلیل سے الکوہل و نامیاتی ترشے بنتے ہیں۔ ان عملوں میں انزائم (Enzyme) عاملانہ اثر کرتے ہیں۔ یہ بعض حیاتی اجسام مثلاً بکٹیریا، خمیر وغیرہ کے افرازسے بنتے ہیں اور ان کو حیاتی خلیوں سے جدا کرنے پر ان کی عاملانہ عاملیت برقرار رہتی ہے۔ انزائم مختلف قسم کے ہوتے ہیں اور ہر انزائم کا ایک خاص عمل ہوتا ہے۔ مثلاً ڈائیاسٹیس (Diastase) جو کہ نشاستہ کو شکر میں تبدیل کرتا ہے۔ ان ورٹیس (Invertase) گنے کی شکر سے انگوری شکر و ثمری شکر بناتا ہے۔ زائی میس (Zymase) انگوری شکر سے الکوہل بناتا ہے۔ تخمیر کا عمل اسی کے باعث واقع ہوتا ہے۔ $C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_6O + 2CO_2$۔ سرکہ کا خمیر (Acetous ferment) الکوہل کے ہلکائے محلول کی تکسید کرکے ایسٹک ترشہ بناتا ہے اور سرکہ حاصل ہوتا ہے۔ $2C_2H_6O + O_2 = 2C_2H_4O_2 + 2H_2O$

حملان کی ماہیت و نظریے | حملان کی ماہیت کی توضیح کے لئے یہ تصور کیا جاسکتا ہے کہ کیمیائی تغیر کی شرح ایک قوت عاملہ اور ایک مزاحمت پر منحصر ہوتی ہے اور ان میں حسب ذیل رشتہ پایا جاتا ہے۔ شرح تغیر $= \frac{\text{قوت عاملہ}}{\text{مزاحمت}}$۔ ظاہر ہے کہ رفتار میں اضافہ یا تو قوت عاملہ کی بیشی یا مزاحمت کی کمی سے ہوسکتا ہے۔ تعامل کی قوت عاملہ متعامل اشیاء کے کیمیائی الف کے برابر ہوتی ہے اس میں کمی بیشی ممکن نہیں۔ چونکہ حامل کے اثر سے تعامل کی رفتار بدل جاتی ہے اس لئے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ حامل تعاملی نظام کی مزاحمت کو گھٹاتا ہے جس سے تعامل کی رفتار بڑھتی ہے۔ اوسٹوالڈ نے حامل کے عمل کو متحرک مشین میں تیل کے عمل کے مماثل قرار دیا۔ تیل مشین کی مزاحمت کو کم کرتا ہے جس سے

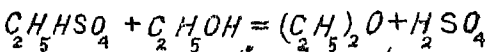
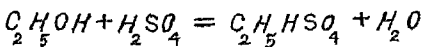
اس کی رفتار حرکت بڑھتی ہے۔

اب سوال یہ ہوتا ہے کہ آیا تمام صورتوں میں حال اشیاء کا طریقۂ کار یکساں ہوتا ہے۔ تجربات سے اس کا جواب نفی میں ملتا ہے۔ اور یہ قرین قیاس ہے کہ مختلف حاملوں کا طریقۂ کار مختلف ہو۔ حال کا طریقۂ کار اس کی اپنی نوعیت اور متعامل اشیاء کی نوعیت پر منحصر ہوتا ہے۔ حاملوں کے طریقۂ کار کے متعلق دو نظریئے پیش کئے گئے۔ اکثر اشیاء کے حاملانہ عمل کی توضیح ان میں سے کسی ایک نظریہ سے کی جا سکتی ہے۔

(ا) درمیانی مرکب کا نظریہ — درمیانی مرکب کے نظریہ میں یہ فرض کیا جاتا ہے کہ حال متعامل اشیاء میں سے کسی ایک سے تعامل کر کے ایک درمیانی مرکب بناتا ہے جو بعد میں تعاملی حاصلوں میں تبدیل ہوتا ہے۔ اس طرح حال شئے آزاد ہوتی ہے اور پھر حملان کے عمل میں حصہ لیتی ہے۔ مثلاً فرض کرو کہ دو اشیاء ا اور ب کا تعامل معمولی طور پر بہت سست ہوتا ہے۔ (ا + ب = اب)۔ لیکن حال شئے ج کی موجودگی میں تعامل تیز واقع ہوتا ہے۔ درمیانی مرکب کے نظریہ سے حال کا طریقۂ کار یوں ہوگا :—

(۱) ا + ج = اج (درمیانی مرکب)　　(۲) اج + ب = ج + اب (تعاملی حاصل)

بعض صورتوں میں درمیانی مرکب کو جدا کر سکتے ہیں مثلاً ولیمسن کے قاعدہ میں ایتھائل ہائیڈروجن سلفیٹ کو علیحدہ کیا جا سکتا ہے۔ اور اس کو الکوحل سے تعامل کروانے پر ایتھر بنتا ہے۔

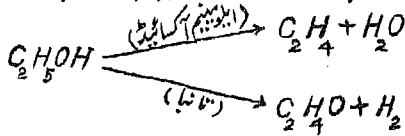
$$C_2H_5OH + H_2SO_4 = C_2H_5HSO_4 + H_2O$$

$$C_2H_5HSO_4 + C_2H_5OH = (C_2H_5)_2O + H_2SO_4$$

لیکن اکثر صورتوں میں درمیانی مرکب کو علیحدہ کرنا مشکل ہے اور یہ سمجھا جاتا ہے کہ درمیانی مرکب

غیر قائم حالت میں ہوتا ہے اور بننے کے بعد فوراً تحلیل ہو جاتا ہے۔

(ب) **اختناس کا نظریہ**۔ اختناس یا سطحی عمل کے نظریہ کا مفروضہ یہ ہے کہ متعامل اشیاء حامل کی سطح پر مختنس ہوتے ہیں اور ان کے سالمات قریب آ جاتے ہیں جس سے ان کو تصادم کا زیادہ موقع ملتا ہے۔ اور تعامل کی رفتار بڑھتی ہے۔ اس نظریہ کی تائید ان تعاملات سے ہوتی ہے جو دہائی سطح پر واقع ہوتے ہیں۔ لیکن یہ نظریہ اعتراض سے خالی نہیں کیونکہ اکثر صورتوں میں ٹھوس حامل کی نوعیت کے بدلنے پر کیمیائی تعامل کی نوعیت بدل جاتی ہے۔ چنانچہ ایتھائیل الکوہل کے بخارکو ۳۰۰ م پر ایلومینیم آکسائیڈ پر سے گزارا جائے تو ایتھیلین اور پانی بنتے ہیں لیکن اسی تپش پر تانبے کے سفوف پر گزاریں تو ایسٹ الڈیہائیڈ اور ہائیڈروجن حاصل ہوتے ہیں۔

$$C_2H_5OH \xrightarrow{\text{(ایلومینیم آکسائیڈ)}} C_2H_4 + H_2O$$

$$C_2H_5OH \xrightarrow{\text{(تانبا)}} C_2H_4O + H_2$$

پس حامل کا محض طبیعی طور پر اثر نہیں ہوتا بلکہ اس کے ساتھ کیمیائی قوتیں بھی عمل پیرا ہوتی ہیں۔ اور آج کل درمیانی مرکب کا نظریہ زیادہ قابل قبول سمجھا جاتا ہے۔

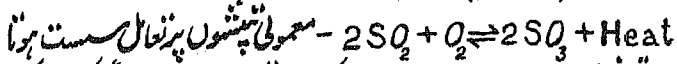
منفی حامل و حملائی سم | بعض تعاملات معمولی طور پر کافی تیز رفتار سے واقع ہوتے ہیں اور اجنبی شئے کی موجودگی ان کی رفتار کو گھٹا دیتی ہے۔ اس قسم کی شئے کو منفی حامل کہتے ہیں۔ مثلاً ہائیڈروجن و کلورین کی باہمی ترکیب روشنی میں بہ عجلت ہوتی ہے اور ایک ثانیہ میں ہائیڈروجن کلورائیڈ کے تقریباً ایک لاکھ سالمات بنتے ہیں لیکن کیسی آمیزہ میں نائٹروجن ٹرائی کلورائیڈ کا شائبہ داخل کر دیا جائے تو

تعامل کی رفتار ہزار گنا کم ہو جاتی ہے۔

جو شئے حامل کی عاملیت کو برباد کرتی ہے حملانی سم کہلاتی ہے۔ اسوئتی پلاٹینم کے حاملانہ عمل سے ہائیڈروجن پر آکسائیڈ تحلیل ہوتا ہے لیکن بعض لوث موجود ہوں تو اسوئتی پلاٹینم اپنے حاملانہ اثر سے محروم ہو جاتی ہے اور ان کی موجودگی اس کے لئے سم کا کام کرتی ہے۔

حملان کی اہمیت صنعتی عملوں میں

اکثر صنعتی عملوں میں حملان سے فائدہ اٹھایا جاتا ہے۔ حامل کی موجودگی سے تعامل پست تپشوں پر واقع ہوتا ہے جو معاشی نقطۂ نظر سے مفید چیز ہے۔ صنعتی عمل کو کامیاب بنانے کے لئے یہ ضروری ہے کہ کیمیائی تعامل کے موزوں حالات (یعنی تپش، دباؤ وغیرہ) کو پہلے متعین کر لیا جائے اور پھر موزوں تماسی شئے کا انتخاب کیا جائے۔ اس نکتہ کی توضیح کے لئے ہم سلفیورک ترشہ (یا سلفر ٹرائی آکسائیڈ) کی تیاری کے تماسی قاعدے پر بحث کریں گے۔

سلفر ٹرائی آکسائیڈ کی تکوین کی مساوات یہ ہے :-

$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Heat$ - معمولی تپشوں پر تعامل سست ہوتا ہے۔ تپش کے اضافہ سے رفتار بڑھتی ہے۔ لیکن بلند تپشوں پر سلفر ٹرائی آکسائیڈ کی تحلیل کا عمل نسبتاً تیزی سے واقع ہوتا ہے اور اس کی مقدار گھٹتی ہے۔ پس بلند تپش کے استعمال سے سلفر ٹرائی آکسائیڈ کی زیادہ مقدار حاصل نہیں ہوتی۔ تعامل پر دباؤ کا اثر بھی پڑتا ہے۔ دباؤ کے اضافہ سے سلفر ٹرائی آکسائیڈ کی زیادہ مقدار بنتی ہے لیکن سلفر ڈائی آکسائیڈ باسانی اماعت پذیر گیس ہے۔ بلند دباؤں پر یہ مایع میں تبدیل ہوتی ہے اور تعاملی نظام سے علیحدہ ہو جاتی ہے۔ پس زیادہ دباؤ استعمال نہیں کیا جا سکتا۔

حامل کے استعمال سے یہ دقتیں دور ہو جاتی ہیں۔ اس تعامل پر مختلف اشیاء کے حملانی اثر کے مطالعہ سے معلوم ہوتا ہے کہ دھاتی پلاٹینم موزوں حامل ہے۔ لیکن پلاٹینم کو مختلف طرح استعمال کرنے پر تعامل کی رفتار پر مختلف اثر پڑتا ہے۔ چنانچہ پلاٹینم کے پترے اور باریک سفوف سیاہ پلاٹینم، لسوننی پلاٹینم اور اسبسطوس پر چڑھائی ہوئی پلاٹینم (اسبسطوسی پلاٹینم یا پلاٹینی اسبسطوس) سے مختلف نتائج حاصل ہوتے ہیں۔ سلفر ٹرائی آکسائیڈ کی بناوٹ میں پلاٹینی اسبسطوس سب سے زیادہ موثر ہوتا ہے۔ مختلف تجربات سے نتیجہ نکلتا ہے کہ پلاٹینی اسبسطوس کی موجودگی میں تعامل کے لئے ۴۰۰° کی تپش نہایت موزوں ہے۔ اس صورت میں کرۂ ہوائی کے دباؤ پر تجربہ کیا جا سکتا ہے اور بلند دباؤ کا استعمال غیر ضروری ہے۔ لیکن تعامل کو کامیاب بنانے کے لئے یہ نہایت ضروری ہے کہ سلفر ڈائی آکسائیڈ (جو پائرائیٹیز کو جلا کر حاصل کی جاتی ہے اور اس مرکب میں آرسینک بھی ہوتی ہے) نہایت خالص ہو اور اس میں آرسینس آکسائیڈ وغیرہ کے شائبے موجود نہ ہوں کیونکہ ان کا پلاٹینم پر سمی اثر ہوتا ہے۔

حرارت تعامل

اکثر کیمیائی تغیرات کے ساتھ حرارتی تغیر بھی ہوتا ہے۔ حرارت توانائی کی ایک شکل ہے اور اس کے مطالعہ میں ان کلیات کو پیش نظر رکھنا ضروری ہے جو توانائی کے تغیرات کی توضیح کرتے ہیں۔ طبیعیات کے مطالعہ سے معلوم ہوتا ہے کہ توانائی کی مختلف شکلیں (توانائی بالقوہ۔ توانائی بالحرکت۔ برقی توانائی۔ اشعاعی توانائی اور حرارت) ایک دوسرے میں تبدیل ہو سکتی ہیں۔ نیز جب توانائی کی ایک شکل

دوسری شکل میں تبدیل ہوتی ہے تو ان دونوں کی مقداروں میں خاص رشتہ پایا جاتا ہے
چنانچہ جول (Joule) کے تجربات سے واضح ہے کہ ایک حرارہ ۴۱۸۳۰۰۰۰ ارگز کے
مساوی ہوتا ہے۔ اس کو حرارت کا حیلی معادل کہتے ہیں۔ جب کبھی توانائی کی ایک مقدار
غائب ہو تو اس کی دوسری شکل معادل مقدار میں نمودار ہوتی ہے۔ اس سے نتیجہ نکلتا
ہے کہ توانائی نہ تو پیدا کی جاسکتی ہے نہ فنا بلکہ ایک شکل سے دوسری شکل میں تبدیل
ہوتی ہے۔ یہی بقائے توانائی کا کلیہ ہے۔ اس کو حسب ذیل الفاظ میں بیان کیا
جاسکتا ہے :- " ہر نظام کی توانائی مستقل ہوتی ہے۔ اور نظام کے اندر واقع ہونے والے
تغیرات سے توانائی کی مقدار غیر متغیر رہتی ہے "

کیمیائی تغیرات کے مطالعہ میں 'کیمیائی توانائی' کی اصطلاح استعمال کیجاتی ہے
چنانچہ جب دو اشیاء کی ترکیب سے حرارت خارج ہو تو یہ کہتے ہیں کہ کیمیائی توانائی حرارت
میں تبدیل ہوتی ہے۔

حر کیمیائی مساوات کیمیائی تغیر کے ساتھ حرارت کا جو تغیر ہوتا ہے اس کی
توضیح کے لئے کیمیائی مساوات میں حرارت کی مقدار درج کی جاتی ہے۔ اس وقت اس کو
حر کیمیائی مساوات کہتے ہیں۔ کیمیائی تعامل میں حرارت خارج ہو تو اس کی مقدار کے ساتھ
مثبت علامت لکھی جاتی ہے اور حرارت جذب ہو تو منفی علامت درج کی جاتی ہے۔ مثلاً

(۱) $C + O_2 = CO_2 + 97000 cal$ (۲) $C + 2S = CS_2 - 25400 cal$

حرارتی تغیر کے لحاظ سے کیمیائی تعامل کی دو قسمیں ہوتی ہیں۔ جن تعاملات میں حرارت کا
اخراج ہوتا ہے ان کو حرارت زا کہتے ہیں اور جن تعاملات میں حرارت جذب
ہوتی ہے وہ حرارت خوار کہلاتے ہیں۔

حرارت تعامل | کسی تعامل میں حرارت کی جو مقدار جذب یا خارج ہوتی ہے وہ حرارت تعامل کہلاتی ہے۔ متعامل اشیاء یا حاصلوں کی نوعیت کو ملحوظ رکھیں تو حرارت تعامل کی چند خاص صورتیں ہوتی ہیں۔ مثلاً تعامل احتراق پر مشتمل ہو تو تعامل کی حرارت کو حرارت احتراق کہتے ہیں۔ اصطلاحاً اس سے حرارت کی وہ مقدار مراد ہے جو کسی شئے کے ایک گرام سالمہ کے احتراق سے خارج ہوتی ہے۔ اسی طرح ترشہ یا اساس کے ایک گرام معادل کی تعدیل میں جو حرارت خارج ہوتی ہے حرارت تعدیل کہلاتی ہے۔ اور کسی مرکب کے ایک گرام سالمہ کے اپنے عناصر سے بننے میں جتنی حرارت خارج یا جذب ہوتی ہے وہ مرکب کی حرارت تکوین کہلاتی ہے۔ ان کے علاوہ حرارت تحلیل۔ حرارت افتراق۔ حل پذیری کی حرارت۔ ہلکاؤ کی حرارت وغیرہ بھی ہوسکتی ہے۔

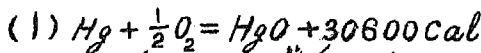
مندرجۂ بالا اصطلاحات کی توضیح کے لئے حسب ذیل حر کیمیائی مساوات پر غور کرو۔ $C + O_2 = CO_2 + 97000 Cal$ ۔ اس مساوات میں ۹۷۰۰۰+ حرارے نہ صرف کاربن و آکسیجن کے تعامل کی حرارت کو تعبیر کرتے ہیں بلکہ حرارت کی یہی مقدار کاربن کی حرارت احتراق اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کی حرارت تکوین کو بھی ظاہر کرتی ہے۔

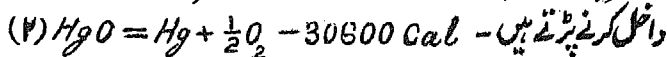
چونکہ حرارت تکوین مرکب کے ایک گرام سالمہ سے متعلق ہوتی ہے۔ اس لئے اکثر صورتوں میں حر کیمیائی مساواتوں میں متعامل اشیاء کو حسب ضرورت سالمی کسرہ میں ظاہر کیا جاتا ہے۔ مثلاً $H_2 + \frac{1}{2}O_2 = H_2O$ (پانی) $+ 68100 Cal$

اس مساوات سے معلوم ہوتا ہے کہ پانی کے ایک گرام سالمہ کی حرارت تکوین ۶۸۱۰۰+ حرارے ہوتی ہے۔

حرارت تکوین معین طبیعی حالات میں ہر مرکب کی ایک خاص حرارت تکوین ہوتی ہے۔ اگر مرکب کی حرارت تکوین مثبت ہو (یعنی مرکب کے بنتے وقت حرارت خارج ہو) تو اس کو حرارت زا مرکب کہتے ہیں۔ لیکن حرارت تکوین منفی ہو (یعنی مرکب کے بننے میں حرارت جذب ہو) تو وہ حرارت خوار مرکب کہلاتا ہے۔ حرارت زا مرکبات بالعموم قیام پذیر ہوتے ہیں اور یہ مشکل تحلیل ہوتے ہیں۔ حرارت خوار مرکبات کم قیام پذیر ہوتے ہیں اور گرم کرنے پر بہ آسانی تحلیل ہوتے ہیں۔ متناظر مرکبات کی حرارت تکوین کے مقابلہ سے عناصر کے باہمی الف اور کیمیائی عاملیتوں کا مقابلہ کیا جاسکتا ہے۔ مثلاً $HF = +38500$ حرارے، $HCl = +22000$ حرارے، $HBr = +8400$ حرارے، $HI = -6000$ حرارے۔ پس لونجنوں کی عاملیت فلورین سے آیوڈین تک گھٹتی ہے۔ یہی نتیجہ ہٹاؤ کے تعاملات کے مطالعہ سے حاصل ہوتا ہے (صفحہ ۲۲۳)۔

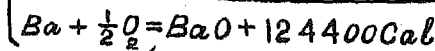
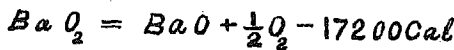
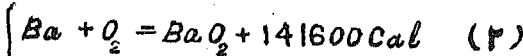
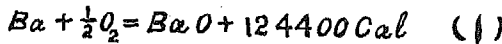
لیوازے و لاپلیس کا کلیہ مرکبات کے مطالعہ سے لیوازئے (Lavoisier) اور لاپلیس (Laplace) نے یہ کلیہ مستنبط کیا کہ "کسی مرکب کو اجزا میں تحلیل کرنے کے لئے حرارت کی جو مقدار درکار ہوتی ہے وہ اس مقدار کے برابر ہوتی ہے جو اجزا سے مرکب کے بنتے وقت خارج ہوتی ہے"۔ پارہ و آکسیجن کی ترکیب سے ۳۰۶۰۰ حرارے خارج ہوتے ہیں۔

$$(1)\ Hg + \tfrac{1}{2}O_2 = HgO + 30600\,Cal$$

اور مرکیورک آکسائیڈ کے ایک سالمہ کی تحلیل کے لئے اس مرکب میں ۳۰۶۰۰ حرارے داخل کرنے پڑتے ہیں۔

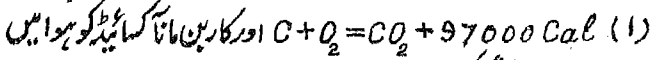
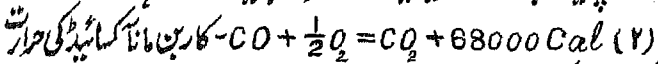
$$(2)\ HgO = Hg + \tfrac{1}{2}O_2 - 30600\,Cal$$

مساوات (۱) میں مرکیورک آکسائیڈ کی حرارت تکوین = + ۳۰٦۰۰ حرارے اور
مساوات (۲) میں مرکیورک آکسائیڈ کی تحلیل کی حرارت = - ۳۰٦۰۰ حرارے۔
پس مرکب کی حرارت تکوین و حرارت تحلیل عدداً مساوی ہوتی ہیں البتہ ان کی علامتیں
مختلف ہوتی ہیں۔ ± (مرکب کی حرارت تکوین) = ∓ (مرکب کی حرارت تحلیل)
مرکب کی تحلیل کے مطالعہ سے بھی اس کی حرارت تکوین معلوم کی جا سکتی ہے۔ یہ قاعدہ
خاص طور پر ان مرکبات کے لئے مفید ہے جن کی تالیف ایک دقت طلب امر ہے۔

ہس کا کلیہ ہس (Hess) نے اپنے تجربات سے حرارت تعامل کے استقلال
کا کلیہ اخذ کیا۔ "ہر تعامل کی حرارت مستقل ہوتی ہے۔ حرارت تعامل کا انحصار متعامل
اشیاء و تعاملی حاصلوں کی نوعیت پر ہوتا ہے۔ ان کی تیاری کے طریقوں پر نہیں ہوتا"۔
اگر متعامل اشیاء سے تعاملی حاصل درمیانی اشیاء کی وساطت سے بنتے ہوں تو اس سے حرارت
تعامل پر کوئی اثر نہیں پڑتا۔ چنانچہ بیریم آکسائیڈ یا تو بیریم اور آکسیجن کی ترکیب سے تیار
کیا جا سکتا ہے یا بیریم پر آکسائیڈ کو تیار کر کے اس کی جزوی تحلیل سے حاصل کیا جا سکتا ہے۔
ان دو صورتوں میں حرارت کی حسب ذیل مقداریں حصہ لیتی ہیں :-

$$Ba + \tfrac{1}{2}O_2 = BaO + 124400\,Cal \qquad (۱)$$

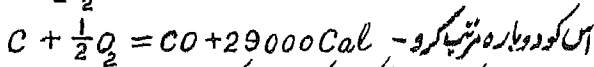
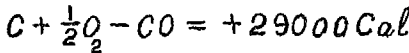
$$\begin{cases} Ba + O_2 = BaO_2 + 141600\,Cal \qquad (۲) \\ BaO_2 = BaO + \tfrac{1}{2}O_2 - 17200\,Cal \\ \hline Ba + \tfrac{1}{2}O_2 = BaO + 124400\,Cal \end{cases}$$

پس بیریم آکسائیڈ کو خواہ کسی طریقہ سے تیار کیا جائے ہمیشہ حرارت کی مساوی مقدار خارج
ہوتی ہے۔ حرارت تعامل کے استقلال کے کلیہ کی مدد سے ان تعاملات کی حرارت

محسوب کی جاسکتی ہے جن کی تجربی پیمایش دشوار ہوتی ہے۔

مثال (۱) کاربن کے مکمل احتراق سے کاربن ڈائی آکسائیڈ بنتی ہے۔

$C + O_2 = CO_2 + 97000\ Cal$ (۱) اور کاربن مانا آکسائیڈ کو ہوا میں جلانے پر یہ کاربن ڈائی آکسائیڈ میں اس طرح تبدیل ہوتی ہے۔

$CO + \frac{1}{2}O_2 = CO_2 + 68000\ Cal$ (۲) کاربن مانا آکسائیڈ کی حرارت تکوین معلوم کرو۔

مساوات (۱) سے مساوات (۲) کو تفریق کرو۔

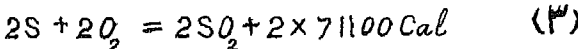
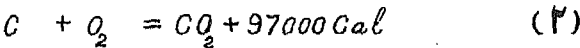
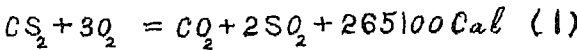
$$C + \frac{1}{2}O_2 - CO = +29000\ Cal$$

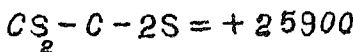
$$C + \frac{1}{2}O_2 = CO + 29000\ Cal$$ اس کو دوبارہ مرتب کرو۔

اس سے ظاہر ہے کہ کاربن مانا آکسائیڈ کی حرارت تکوین + ۲۹۰۰۰ حرارے ہے۔

مثال (۲) کاربن ڈائی سلفائیڈ کے احتراق سے ۲۶۵۱۰۰ حرارے خارج ہوتے ہیں۔ احتراق سے کاربن ڈائی آکسائیڈ (حرارت تکوین ۹۷۰۰۰ حرارے) اور سلفر ڈائی آکسائیڈ (۷۱۱۰۰ حرارے) بنتے ہیں۔ کاربن ڈائی سلفائیڈ کی حرارت تکوین معلوم کرو۔

$$CS_2 + 3O_2 = CO_2 + 2SO_2 + 265100\ Cal \quad (۱)$$

$$C + O_2 = CO_2 + 97000\ Cal \quad (۲)$$

$$2S + 2O_2 = 2SO_2 + 2 \times 71100\ Cal \quad (۳)$$

مساوات (۲) و (۳) کے حاصل جمع کو مساوات (۱) میں سے تفریق کرو۔

$$CS_2 - C - 2S = +25900$$

اس مساوات کو دوبارہ ترتیب کرو۔ $-C + 2S = CS_2 - 25900$ ۔ پس
کاربن ڈائی سلفائیڈ کی حرارت تکوین ۔ ۲۵۹۰۰ حرارے ہے ۔ یہ حرارت خوار مرکب ہے ۔
ہس کے کلیہ کی رو سے حرارت تعامل ایک مستقل قیمت رکھتی ہے ۔ لیکن متعامل اشیاء کی طبیعی حالت کے بدل جانے سے حرارت تعامل بھی بدلتی ہے ۔ ہائیڈروجن و آکسیجن کی ترکیب سے بھاپ پیدا ہو تو ۵۹۰۰۰ حرارے خارج ہوتے ہیں لیکن پانی پیدا ہو تو ۶۸۰۰۰ حرارے خارج ہوتے ہیں ۔ ہیرہ کے احتراق کی حرارت ۹۴۳۰۰ ، گریفائیٹ کی ۹۴۸۰۰ ، اور نقلی کاربن کی ۹۷۰۰۰ حرارے ہوتی ہے ۔ اسی طرح مستقل دباؤ پر گیسوں کے تعامل سے جو حرارت خارج ہوتی ہے مستقل حجم پر تعامل سے خارج ہونیوالی حرارت سے کم ہوتی ہے ۔ پس کسی تعامل کی حرارت کی قیمت بیان کرتے وقت حالات تجربہ کا اندراج بھی ضروری ہے ۔

محلولی تعاملات کی صورت میں معمولی حرارہ پیما سے حرارت تعامل کی پیمائش کی جاتی ہے ۔ احتراق کے تجربات میں بمب حرارہ پیما استعمال کیا جاتا ہے ۔

خلاصہ

حامل سے مراد وہ شئے ہے جو کیمیائی تعامل کی رفتار کو بدلتی ہے اور تعامل کے آخری ماحصلوں میں شریک نہیں ہوتی ۔ حامل کے عمل کو حملان کہتے ہیں ۔ حامل کی خصوصیات حسب ذیل ہیں :۔ (۱) تعامل کے اختتام پر حامل کیمیائی طور پر غیر متغیر رہتا ہے ۔ اس کی مقدار میں کمی بیشی نہیں ہوتی ۔ (۲) حامل کی نہایت تھوڑی سی مقدار متعامل اشیاء کی کثیر مقداروں کے تغیر کو وقوع میں لا سکتی ہے ۔ (۳) حامل تعامل

کی رفتار کو بدلتا ہے تعامل کے درجہ کو نہیں بدلتا۔ (۴) حامل کا توازن کی کیفیت پر اثر نہیں پڑتا۔ حامل راست و مخالف تعامل پر یکساں اثر کرتا ہے۔ (۵) حامل تعامل کی ابتدا نہیں کرتا۔ تقریباً تمام تعاملات حامل کی موجودگی سے متاثر ہوتے ہیں اور تقریباً ہر شئے حامل کے طور پر عمل کرتی ہے۔ صنعتی عملوں میں حامل کی موجودگی نہایت اہم ہے۔ اکثر حامل اشیاء کے عمل کی توضیح (۱) درمیانی مرکب کے نظریہ یا (۲) انجذاب کے نظریہ سے کی جاسکتی ہے۔

بقائے توانائی کے کلیہ کی رو سے توانائی کو نہ تو فنا کیا جاسکتا ہے نہ اس کی تخلیق کی جاسکتی ہے۔ توانائی صرف اپنی شکلیں بدلتی ہے۔ کیمیائی تغیرات میں اشیاء کی کیمیائی توانائی حرارت کے طور پر نمودار ہوتی ہے۔ کسی تعامل میں خارج یا جذب ہونے والی حرارت کو حرارت تعامل کہتے ہیں۔ اس کی خاص صورتیں حرارت تکوین، حرارت احتراق، حرارت تعدیل وغیرہ ہیں۔ لیوزائے و لاپلس کے کلیہ کی رو سے کسی مرکب کی تحلیل کی حرارت اس کی حرارت تکوین کے برابر ہوتی ہے۔ صرف علامت کا اختلاف ہوتا ہے۔ ہیس کے کلیہ سے ہر تعامل کی حرارت مستقل ہوتی ہے۔ تعامل کے درمیانی مرحلوں کا اس کی مقدار پر اثر نہیں پڑتا۔

سوالات

(۱) حملان سے کیا مراد ہے؟ اس کی مثالیں دو۔

(۲) حامل کی خصوصیات بیان کرو۔ کسی ایسے صنعتی عمل کی توضیح کرو جس میں حملان سے فائدہ اٹھایا جاتا ہے۔

(۳) اس جملہ کا مطلب واضح کرو۔ "مینگنیز ڈائی آکسائیڈ پوٹاشیم کلوریٹ کی تحلیل پہ عاملانہ اثر کرتا ہے"۔

(۴) ہیس کا کلیہ بیان کرو۔ کاربن آکسی سلفائیڈ (COS) کی حرارت احتراق ۱۳۱۰۰۰ حرارے ہے۔ اگر کاربن ڈائی آکسائیڈ و سلفر ڈائی آکسائیڈ کی حرارت تکوین علی الترتیب ۹۷۰۰۰ اور ۷۱۰۰۰ حرارے ہو تو کاربن آکسی سلفائیڈ کی حرارت تکوین محسوب کرو۔ [۳۷۱۰۰ حرارے]

[اشارہ :- $COS + \frac{3}{2}O_2 = CO_2 + SO_2$]

(۵) حرارت زا و حرارت خوار تعامل کی تعریف کرو۔ ہر نوع کی دو مثالیں دو۔

(۶) حرارت تکوین و حرارت تحلیل میں کیا رشتہ پایا جاتا ہے؟ حرارت تکوین سے کیمیائی عاملیتوں کا کیونکر اندازہ کیا جاتا ہے؟

(۷) بقائے توانائی کا کلیہ بیان کرو۔ حرارت کے میکانیکی معادل سے کیا مراد ہے؟

(۸) ایتھین کی حرارت احتراق ۳۷۰۴۴۰، ایتھیلین کی ۳۳۳۳۵۰، ایسیٹیلین کی ۳۱۰۱۰۰ حرارے ہے۔ اگر کاربن ڈائی آکسائیڈ کی حرارت تکوین ۹۷۰۰۰ اور پانی کی ۶۸۱۰۰ حرارے ہو تو دئے ہوئے مرکبات کی حرارت تکوین معلوم کرو۔

[۲۷۸۶۰، ۳۱۵۰ —، ۴۸۰۰۰ — حرارے]

فصل (۱۳)

برق پاشیدگی و نظریۂ روانیت

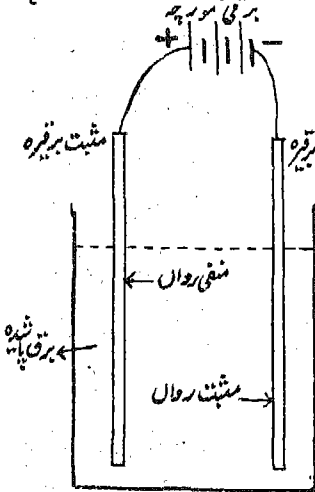
دھاتی و برق پاشیدی موصلیت

جب چاندی کے تار میں برقی رو گزاری جاتی ہے تو یہ گرم ہو جاتا ہے لیکن اس کے سوا اس میں کوئی تغیر نہیں ہوتا کیونکہ جب اس سے رو کا تعلق منقطع کر دیا جائے تو یہ تھوڑی دیر میں سرد ہو جاتا ہے اور اس میں وہی خواص پائے جاتے ہیں جو رو گزارنے سے پہلے تھے۔ اب اگر برقی مورچہ سے لگے ہوئے تاروں کو ترشائے پانی میں ڈبوئیں تو رو محلول میں گزرتی ہے لیکن اس کے ساتھ کیمیائی تغیر بھی واقع ہوتا ہے۔ پانی تحلیل ہوتا ہے۔ ایک تار پر ہائیڈروجن گیس اور دوسرے تار پر آکسیجن خارج ہوتی ہے۔ تحلیل کا عمل اس وقت تک جاری رہتا ہے جب تک رو محلول میں گزرتی رہتی ہے۔

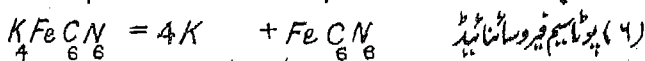
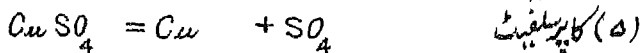
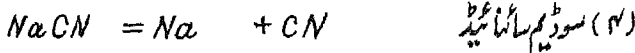
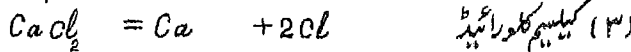
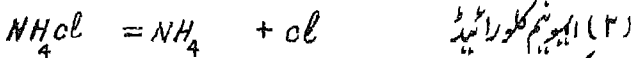
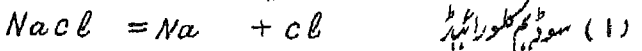
جو اشیاء کسی مستقل تغیر کے بغیر برقی رو کا ایصال کرتی ہیں ان کو دھاتی موصل کہا جاتا ہے۔ تمام دھاتیں اس جماعت سے تعلق رکھتی ہیں نیز بعض ادھاتی اشیاء مثلاً گریفائیٹ، گیس کاربن وغیرہ میں دھاتی موصلیت پائی جاتی ہے۔

اکثر مرکبات برق کے لئے غیر موصل ہوتے ہیں لیکن گداختہ حالت میں نمک اور قلی رو کا بخوبی ایصال کرتے ہیں۔ ایصال برق کے ساتھ ان کی تحلیل بھی واقع ہوتی ہے۔ برقی رو کے زیر اثر مادہ کی تحلیل کو فیراڈے (Faraday) نے برق پاشیدگی سے

موسوم کیا - جو شئے برقی ایصال کے ساتھ تحلیل ہوتی ہے **برق پاشیدہ** کہلاتی ہے۔ اس کی موصلیت کو برق پاشیدی موصلیت کہتے ہیں - گداختہ نمک و گداختہ قلی کے علاوہ نمکوں، اساسوں اور ترشوں کے آبی محلول برق پاشیدوں کے زمرے میں داخل ہیں - برخلاف اس کے شکر، یوریا وغیرہ کے آبی محلول برقی رو کا ایصال نہیں کرتے - اس طرح محلولوں کو برق پاشیدہ محلول اور غیر برق پاشیدہ محلول کی جماعتوں میں تقسیم کر سکتے ہیں - جس محلول میں برقی موصلیت پائی جاتی ہے وہی فی الحقیقت برق پاشیدہ ہوتا ہے۔ لیکن سہولت کے مدنظر منحل شئے کو یہ نام دیا جاتا ہے۔

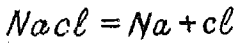
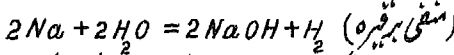
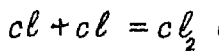
برق پاشیدگی فیراڈے نے برق پاشیدگی کے مظاہر کا مطالعہ کیا - اور اصطلاحیں وضع کیں - ترشائے ہوئے پانی کی برق پاشیدگی میں آکسیجن ایک تار پر آزاد ہوتی ہے اور ہائیڈروجن دوسرے تار پر - جس تار پر آکسیجن آزاد ہوتی ہے اُسے **مثبت برقیرہ** کہا جاتا ہے اس کو برقی مورچہ کے مثبت قطب سے جوڑا جاتا ہے - جس تار پر ہائیڈروجن آزاد ہوتی ہے وہ **منفی برقیرہ** کہلاتا ہے اور اسے برقی مورچہ کے منفی قطب سے جوڑتے ہیں (شکل ۳۸) - یہ سمجھا جاتا ہے کہ محلول میں برقی رو مثبت برقیرہ کے ذریعہ داخل ہوتی ہے اور منفی برقیرہ کے ذریعہ باہر نکل جاتی ہے -

شکل ۳۸

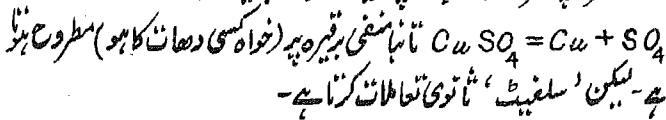
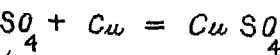
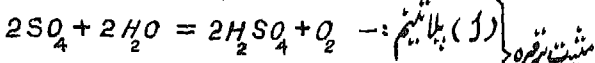
فیراڈے کو تجربات سے معلوم ہوا کہ "برق پاشیدگی کے حاصل محض برقیروں پر آزاد ہوتے ہیں"۔ اس سے ظاہر ہے کہ محلول میں مادی ذرات برقائے ہوتے ہیں۔ اور برقیروں کی طرف متحرک ہوتے ہیں۔ ان کو اس نے رواں (ION) سے موسوم کیا۔ برقی پاشیدگی میں مرکب اپنے اصلیوں میں بٹتا ہے اور یہی اصلیے رواں کے طور پر عمل کرتے ہیں۔ ہائیڈروجن و دھاتیں منفی برقیرے پر آزاد ہوتی ہیں اور محلول میں مثبت رواں کے طور پر ہوتی ہیں۔ ادھاتیں اور منفی اصلیے مثبت برقیرے پر آزاد ہوتے ہیں اور یہ منفی رواں بناتے ہیں۔ بعض نمکوں کی برقی پاشیدگی سے برقیروں پر جو رواں آزاد ہوتے ہیں ان کو ذیل میں درج کیا جاتا ہے۔

		(مثبت برقیرہ)	(منفی برقیرہ)
(۱) سوڈیم کلورائیڈ	$NaCl$	$= Na$	$+ Cl$
(۲) امونیم کلورائیڈ	NH_4Cl	$= NH_4$	$+ Cl$
(۳) کیلسیم کلورائیڈ	$CaCl_2$	$= Ca$	$+ 2Cl$
(۴) سوڈیم سائنائیڈ	$NaCN$	$= Na$	$+ CN$
(۵) کاپر سلفیٹ	$CuSO_4$	$= Cu$	$+ SO_4$
(۶) پوٹاسیم فیرو سائنائیڈ	$K_4FeC_6N_6$	$= 4K$	$+ FeC_6N_6$

برقیروں پر آزاد ہونے کے بعد رواں بالعموم کیمیائی تعاملات میں حصہ لیتے ہیں۔ وہ یا تو (ا) باہم ترکیب کھاتے ہیں۔ (ب) برقیروں پر عمل کرتے ہیں یا (ج) پانی کی تحلیل کرتے ہیں۔ اصل برقی پاشیدہ کی تحلیل اور آزاد ہونیوالے رواں کے تعاملات میں امتیاز کے لئے ان کو ابتدائی عمل اور ثانوی عمل سے موسوم کیا جاتا ہے۔ چنانچہ سوڈیم کلورائیڈ

کے محلول کی برق پاشیدگی سے منفی برقیرہ پر جو سوڈیم آزاد ہوتی ہے وہ فوراً پانی کی تحلیل کرتی ہے جس سے کاوی سوڈا اور ہائیڈروجن پیدا ہوتی ہے اور مثبت برقیرہ پر کلورین کے جواہر آپس میں مل کر کلورین کے سالمات بناتے ہیں۔ پس سوڈیم کلورائیڈ کی برق پاشیدگی میں یہ تعاملات ہوتے ہیں :- (۱) ابتدائی عمل $NaCl = Na + Cl$

(۲) ثانوی عمل (مثبت برقیرہ) $Cl + Cl = Cl_2$

(منفی برقیرہ) $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$

اگر سوڈیم کلورائیڈ کی برق پاشیدگی کے وقت مثبت و منفی برقیروں کو جدا کرنے کا انتظام نہ ہو اور ان کے محلولوں کو آمیزش کا موقع ملے تو کلورین کاوی سوڈے پر عمل کر کے سوڈیم ہائپوکلورائیٹ، سوڈیم کلوریٹ وغیرہ بناتی ہے۔

کاپر سلفیٹ محلول کی پلاٹینم کے برقیروں کے ساتھ برق پاشیدگی کی جائے تو برقیروں پر تانبا و آکسیجن آزاد ہوتی ہے۔ لیکن تانبے کے برقیرے ہوں تو تانبا ایک برقیرہ پر حل ہوتا ہے اور دوسرے پر مطروح ہوتا ہے۔ کاپر سلفیٹ کی برق پاشیدگی میں ابتدائی عمل $CuSO_4 = Cu + SO_4$ تانبا منفی برقیرہ پہ (خواہ کسی دھات کا ہو) مطروح ہوتا ہے۔ لیکن 'سلفیٹ' ثانوی تعاملات کرتا ہے۔

مثبت برقیرہ
(ل) پلاٹینم :- $2SO_4 + 2H_2O = 2H_2SO_4 + O_2$
(ب) تانبا :- $SO_4 + Cu = CuSO_4$

پس برق پاشیدگی کے عمل میں آخری حاصلوں کا دار و مدار برق پاشیدہ کی نوعیت کے علاوہ برقیروں کی نوعیت اور حالات تجربہ پر بھی ہوتا ہے۔ اسی بنا پر صنعت میں دھاتوں کی تخلیص، ملمع کاری اور بعض اشیاء کی صنعتی تیاری میں برق پاشیدگی سے فائدہ اٹھایا جاتا ہے۔

فیراڈے نے محلول میں گزرنیوالی برقی روکی مقدار اور آزاد ہونے والے روانوں کی کمیت کے باہمی تعلق پر تحقیقات کیں اور برق پاشیدگی کے کلیات کا انکشاف کیا۔

فیراڈے کا پہلا کلیہ فیراڈے کے پہلے کلیہ کی رو سے محلول سے آزاد ہونیوالے رواں کی کمیت محلول میں گزرنیوالی برق کے متناسب ہوتی ہے۔ فیراڈے کے الفاظ میں اس کلیہ کو یوں بیان کیا جاسکتا ہے۔ **برقی رو کا کیمیائی عمل محلول میں گزرنیوالی مقدار برق کے براہ راست متناسب ہوتا ہے۔**

اگر محلول سے آزاد ہونیوالے رواں کی کمیت ک گرام اور محلول میں گزرنیوالی مقدار برق ب کولان ہو تو پہلے کلیہ سے ک ∝ ب یا ک = ج ب (جہاں ج = مستقل)

اب اگر محلول میں برق کی اکائی مقدار گزارہ جائے اور ب = ۱ کولان تو ج = ب ہوتا ہے یعنی ج سے مراد رواں کی وہ کمیت ہے جو ایک کولان برق سے آزاد ہوتی ہے۔ اس کو برقی کیمیائی معادل کہتے ہیں۔ ہر برق پاشیدہ کا ایک خاص برقی کیمیائی معادل ہوتا ہے۔ کسی عنصر کا برقی کیمیائی معادل اس کی وہ کمیت ہے جو ایک کولان برق سے آزاد ہوتی ہے۔ چاندی کا برقی کیمیائی معادل ۱٫۱۱۸ ملی گرام، تانبے کا ۰٫۳۲۹ ملی گرام اور ہائیڈروجن کا ۰٫۰۱۰۴ ملی گرام ہوتا ہے۔ کسی عنصر کا برقی کیمیائی معادل اسکی ایک نوعی خاصیت ہے۔

اب چونکہ مقدار برق = رو کی طاقت × وقت (یا کولان = ایمپیر × ثانیے)

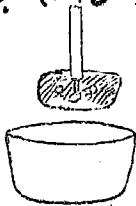
اس لئے برقی کیمیائی معادل سے مراد برق پاشیدہ کی وہ کمیت ہے جسے ایک ایمپیر کی رو ایک ثانیہ میں آزاد کرتی ہے۔ یعنی آزاد ہونیوالی کمیت = برقی کیمیائی معادل × رو کی طاقت × وقت ..... (۱)

فیراڈے کے پہلے کلیہ سے مقدار برق اور رو کی طاقت کی پیمائش (یا وولٹا پیمائی)

میں بدلی جاتی ہے اس کو وولٹا پیمائی کا کلیہ بھی کہتے ہیں۔ اس کلیہ کی رو سے

مقدار برق = برق پاشیدگی سے کسی شئے کی آزاد ہونیوالی مقدار / شئے کا برقی کیمیائی معادل کولان

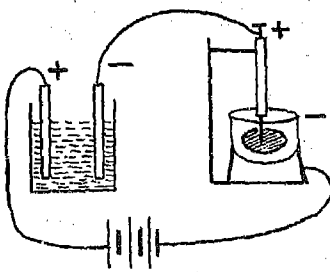
رو کی طاقت = شئے کی ایک ثانیہ میں آزاد ہونیوالی مقدار / شئے کا برقی کیمیائی معادل ایمپیر

معیاری پیمائشات میں چاندی کا وولٹا پیما استعمال کیا جاتا ہے (شکل ۳۹)۔ جیسے لارڈ ریلے نے وضع کیا تھا۔ منفی برقیرہ پلاٹینم کے پیالہ پر مشتمل ہوتا ہے۔ جس میں سلور نائٹریٹ کا ۱۵٪ محلول رہتا ہے۔ مثبت برقیرہ چاندی کی تختی ہوتی ہے۔ جس کے ساتھ چاندی کا پتلا ٹکڑا جڑا ہوا ہوتا ہے۔ تختی کو تقطیری کاغذ میں

شکل ۳۹

لپیٹا جاتا ہے اور پتلی سلاخ کے ساتھ جوڑا جاتا ہے۔ اسے پیالہ کے مرکز میں لٹکایا جاتا ہے۔ تقطیری کاغذ لوٹنوں کو پیالہ میں گرنے سے روکتا ہے۔ برقی رو گزارنے پر پیالہ پر چاندی مطروح ہوتی ہے جس کا وزن پیالہ کو رو گزارنے سے پہلے اور بعد تولنے پر معلوم ہو جاتا ہے۔ نیز رو جتنی دیر تک گزرتی ہے اس کو صحت سے پیمائش کرتے ہیں۔ اب مقدار برق و رو کی طاقت اس طرح معلوم کی جاتی ہے۔

مقدار برق = مطروح شدہ چاندی کی مقدار (گرام) / ۰٫۰۰۱۱۱۸ کولان

رو کی طاقت = ایک ثانیہ میں مطروح ہونیوالی چاندی کی مقدار (گرام) / ۰٫۰۰۱۱۱۸ ایمپیر

اگر برق پاشیدگی کے خانہ میں گزرنیوالی رو کی مقدار (یا طاقت) معلوم کرنا ہو تو چاندی کے وولٹا پیما کو اس خانہ کے ساتھ ہم سلسلہ جوڑتے ہیں (شکل ۴۰)۔ اس صورت میں

شکل ۴۰

برق پاشیدگی کے خانہ میں اسی قدر رو گزرتی ہے جس قدر کہ وولٹا پیما میں گزرتی ہے اور وولٹا پیما میں مطروح ہونیوالی چاندی کے وزن سے اس کی مقدار معلوم کر سکتے ہیں۔

فیراڈے کا دوسرا کلیہ | فیراڈے کا دوسرا کلیہ یہ ہے کہ محلول میں مساوی مقدار برق گزارنے پر مختلف اشیاء کی جو کمیتیں آزاد ہوتی ہیں۔ وہ ان کے کیمیائی معادل کے تناسب میں ہوتی ہیں۔ اس کلیہ سے معلوم ہوتا ہے کہ سلور نائٹریٹ، کاپر سلفیٹ اور ہلکائے سلفیورک ترشہ میں برق کی مساوی مقدار گزارنے پر چاندی، تانبے اور ہائیڈروجن کی جو مقداریں آزاد ہوتی ہیں ان میں تقریباً ۱۰۸ : ۳۲ : ۱ کی نسبت پائی جاتی ہے۔ ہمیں معلوم ہو چکا ہے کہ ایک کولان مقدار برق سے چاندی کے ۰٫۰۰۱۱۱۸ گرام، تانبے کے ۰٫۰۰۰۳۲۹ گرام اور ہائیڈروجن کے ۰٫۰۰۰۰۱۰۴ گرام آزاد ہوتے ہیں اور ان اعداد میں مندرجہ بالا نسبت پائی جاتی ہے۔ اس کلیہ کی رو سے مساوی مقدار برق سے عناصر ا اور ب کی آزاد ہونیوالی مقداروں اور ان کے اوزان معادل میں یہ رشتہ پایا جاتا ہے:—

$$\frac{\text{عنصر ا کی مقدار}}{\text{عنصر ب کی مقدار}} = \frac{\text{ا کا وزن معادل}}{\text{ب کا وزن معادل}} \quad \ldots\ldots\ldots (۲)$$

تجربہ میں شکل (۴۱) کے مطابق آلہ استعمال کیا جاتا ہے۔ ا و ب کی مقداریں معلوم کر لی جاتی ہیں اور ا یا ب کے معلومہ وزن معادل کی مدد سے دوسرے کا وزن معادل محسوب کرتے ہیں۔

مثال - دو برقی پاشیدی خانوں میں کاپر سلفیٹ اور سلور نائٹریٹ کے محلول لیکر ان کو برقی مورچہ کے ساتھ ہم سلسلہ ترتیب میں جوڑا گیا - نصف گھنٹہ میں ۰٫۶۱۰۶ گرام تانبا اور ۲٫۰۳۵۹۷ گرام چاندی مطروح ہوئی - چاندی کا وزن معادل ۱۰۷٫۸۸ ہو تو تانبے کا وزن معادل معلوم کرو -

فیراڈے کے دوسرے کلیہ سے

$$\frac{\text{مطروح شدہ تانبے کی مقدار}}{\text{مطروح شدہ چاندی کی مقدار}} = \frac{\text{تانبے کا وزن معادل}}{\text{چاندی کا وزن معادل}}$$

$$\frac{۰٫۶۱۰۶۰}{۰٫۶۳۵۹۷} = \frac{\text{تانبے کا وزن معادل}}{۱۰۷٫۸۸}$$

$$\therefore \text{تانبے کا وزن معادل} = \frac{۱۰۷٫۸۸ \times ۰٫۶۱۰۶۰}{۰٫۶۳۵۹۷} = ۳۱٫۶۸$$

ایک کولان برق سے کسی عنصر اور ہائیڈروجن کی آزاد ہونیوالی مقداروں میں حسب ذیل رشتہ ہوتا ہے -

$$\frac{\text{ایک کولان سے عنصر کی آزاد ہونے والی مقدار}}{\text{ایک کولان سے ہائیڈروجن کی آزاد ہونیوالی مقدار}} = \frac{\text{عنصر کا وزن معادل}}{\text{ہائیڈروجن کا وزن معادل}}$$

یا

$$\frac{\text{عنصر کا برقی کیمیائی معادل}}{\text{ہائیڈروجن کا برقی کیمیائی معادل}} = \frac{\text{عنصر کا وزن معادل}}{\text{ہائیڈروجن کا وزن معادل}} \quad \text{......} (۳)$$

اب چونکہ ہائیڈروجن کا وزن معادل تقریباً ۱ ہوتا ہے - اس لئے عنصر کا وزن معادل

$$= \frac{\text{عنصر کا برقی کیمیائی معادل}}{\text{ہائیڈروجن کا برقی کیمیائی معادل}}$$

یا عنصر کا برقی کیمیائی معادل = عنصر کا وزن معادل × ہائیڈروجن کا برقی کیمیائی معادل ....(۴)

اس مساوات سے ہر عنصر کا برقی کیمیائی معادل معلوم کیا جاسکتا ہے -

مساوات (۳) سے معلوم ہوتا ہے کہ کسی عنصر کا برقی کیمیائی معادل اس کے

وزن معادل کے متناسب ہوتا ہے :-

برقی کیمیائی معادل ∝ وزن معادل یا $\frac{\text{وزن معادل}}{\text{برقی کیمیائی معادل}}$ = مستقل ..... (۵)

چاندی تانبے اور ہائیڈروجن کے برقی کیمیائی معادل اور اوزان معادل کے معلومہ اعداد کی مدد سے مستقل کی قیمت محسوب کی جاسکتی ہے۔

(۱) چاندی $\frac{۱۰۷٫۸۸}{۰٫۰۰۱۱۱۸} = ۹۶۴۹۵$

(۲) تانبا $\frac{۳۱٫۷۸}{۰٫۰۰۰۳۲۹} = ۹۶۴۹۴$

(۳) ہائیڈروجن $\frac{۱٫۰۰۸}{۰٫۰۰۰۰۱۰۴} = ۹۶۴۹۶$

پس تمام عناصر کے لئے $\frac{\text{وزن معادل}}{\text{برقی کیمیائی معادل}}$ کی نسبت ہمیشہ مستقل ہوتی ہے۔ اس کی تقریبی قیمت ۹۶۵۰۰ قرار دی جاتی ہے۔ اب چونکہ برقی کیمیائی معادل سے مراد ایک کولاں سے آزاد ہونیوالی کمیت ہے اور یہ وزن معادل کے مقابلہ میں ۹۶۵۰۰ گنا کم ہوتی ہے۔ اس لئے یہ کہہ سکتے ہیں کہ "کسی شئے کے وزن معادل سے مراد اس کی وہ مقدار ہے جو ۹۶۵۰۰ کولاں برق سے آزاد ہوتی ہے"۔ برق کی اس مقدار کو اکائی مان کر ایک فیراڈے سے موسوم کیا جاتا ہے۔ فیراڈے کے کلیات سے نتیجہ نکلتا ہے کہ برق پاشیدگی میں ۹۶۵۰۰ کولاں (یا ایک فیراڈے) برق کسی رواں کے وزن معادل کو آزاد کرتی ہے۔ پس اگر تجربہ سے معلومہ مقدار برق سے آزاد ہونے والی کمیت معلوم کرلیں تو وزن معادل اس طرح معلوم کیا جاسکتا ہے۔

وزن معادل = $\frac{\text{شئے کی آزاد ہونے والی کمیت}}{\text{گزرنیوالی برق کی مقدار}}$ × ۹۶۵۰۰ ...... (۶)

مثال - ۰٫۶۲۵ امپیر کی رو کو ایک گھنٹے تک گزارنے پر کاپر سلفیٹ سے کتنا تانبا مطروح ہوگا؟

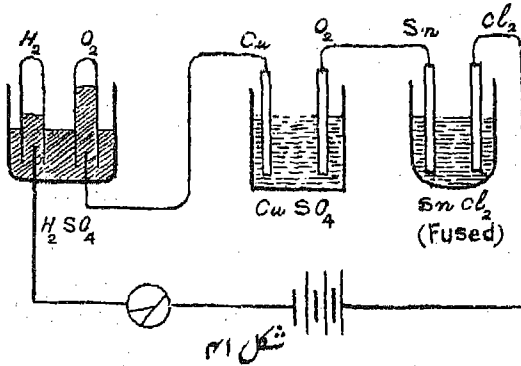
برق کی مقدار = ۶۰×۶۰×۰٫۲۵ = ۹۰۰ کولاں

تانبا دوگرفتا ہے اور اس کا وزن معادل = $\frac{۶۳٫۵۷}{۲}$ = ۳۱٫۷۸

۹۶۵۰۰ کولاں ۳۱٫۷۸ گرام تانبے کو آزاد کرتی ہے اسلئے ۹۰۰ کولاں

= $\frac{۹۰۰ \times ۳۱٫۷۸}{۹۶۵۰۰}$ = ۰٫۲۹۶۴ گرام

فیراڈے کے کلیات کی تصدیق

تجربہ (۲۷) چند برق پاشیدہ خانوں کو ہم سلسلہ ترتیب میں رکھ کر ایک برقی مورچہ سے جوڑ دو (شکل ۱۴۱)۔ پہلے خانہ میں ہلکا یا سلفیورک ترشہ، دوسرے خانہ میں کاپر سلفیٹ کا محلول اور تیسرے میں گداختہ اسٹانس کلورائیڈ

شکل ۱۴۱

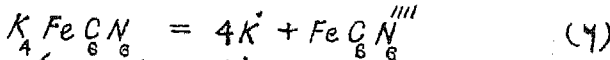
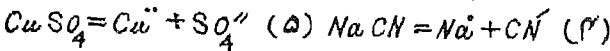
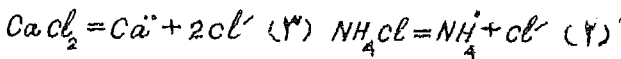
لو۔ ان میں ۳۰ منٹ تک رو گزارو۔ بعد ازاں تانبے و قلعی کے اوزان معلوم کرو۔ ہائیڈروجن و آکسیجن کے حجم ناپو اور کثافتوں کی مدد سے ان کو وزن میں تحویل کرو۔ دیکھو کہ یہ اوزان ان عناصر کے کیمیائی معادل کے متناسب ہوتے ہیں (دوسرا کلیہ)۔ اس کے بعد ایک اور تجربہ کرو اور متذکرہ بالا خانوں میں ایک گھنٹہ تک رو کو گزارو۔ اس وقت مختلف اشیاء کی جو مقداریں آزاد ہوتی ہیں وہ پہلے تجربہ کے اوزان کے مقابلہ میں دگنا ہوتی ہیں (پہلا کلیہ)۔

روانوں کا برقی بار رواں برقائے مادی ذرات ہیں اور مرکبات کے اصلیوں پر مشتمل ہوتے ہیں۔ فیراڈے کے کلیات سے واضح ہے کہ رواں کے ایک گرام معادل پر ۹۶۵۰۰ کولان (یا ایک فیراڈے) کا برقی بار پایا جاتا ہے۔ اس کو اکائی روانی بار کہا جاتا ہے۔ مثبت رواں کے لئے اس کی قیمت مثبت اور منفی رواں کے لئے منفی ہوتی ہے۔ کسی جوہر یا اصلیہ کی جس قدر گرفت ہوتی ہے اس پر اتنے روانی بار پائے جاتے ہیں۔ مثلاً سوڈیم اک گرفتہ ہے اس کے جوہر پر ایک مثبت روانی بار ہوتا ہے اور تانبا دوگرفتہ ہے۔ اور اس پر مثبت روانی بار کی دو اکائیاں پائی جاتی ہیں۔ اسی طرح سلفیٹ اصلیہ پر منفی روانی بار کی دو اکائیاں ہوتی ہیں۔ روانی مساواتوں میں روانوں کی تعبیر کے لئے اصلیوں پر (+) یا (٠) اور (−) یا (ʼ) کی علامتیں درج کی جاتی ہیں۔ اول الذکر مثبت رواں کو اور ثانی الذکر منفی رواں کو ظاہر کرتی ہے۔ رواں پر برقی بار کی ایک اکائی ہو تو صرف ایک علامت اور دو اکائیاں ہوں تو دو علامتیں استعمال کی جاتی ہیں وغیرہ۔ قبل ازیں (صفحہ ۲۶۲) جو مساواتیں درج کی گئیں ان میں روانی بار کو پیش نظر نہیں رکھا گیا۔ ان کی صحیح تعبیر حسب ذیل روانی مساواتوں سے ہوتی ہے۔

$NaCl = Na^{\cdot} + Cl'$ $Na^{+} + Cl^{-}$ (۱)

$CaCl_2 = Ca^{\cdot\cdot} + 2Cl'$ (۳) $NH_4Cl = NH_4^{\cdot} + Cl'$ (۲)

$CuSO_4 = Cu^{\cdot\cdot} + SO_4''$ (۵) $NaCN = Na^{\cdot} + CN'$ (۴)

$K_4FeC_6N_6 = 4K^{\cdot} + FeC_6N_6''''$ (۶)

روانی مساوات میں مثبت روانوں کا مجموعی بار منفی روانوں کے مجموعی بار کے مساوی ہوتا ہے۔

برق پاشیدوں کے سالمی اوزان محلولوں کے بیان میں واضح کیا جا چکا ہے کہ راؤل کے کلیہ کی مدد سے منحل اشیاء کے سالمی اوزان دریافت کئے جا سکتے ہیں۔ برق پاشیدہ اشیاء پر اس قسم کے تجربات سے غیر متوقع نتائج حاصل ہوتے ہیں۔ مثلاً نقطۂ جوش و نقطۂ انجماد کے قاعدوں سے ہلکائے محلول میں سوڈیم کلورائیڈ کا وزن سالمہ تقریباً ۳۰ ہوتا ہے۔ حالانکہ کیمیائی تشریح سے اس کا ضابطہ $NaCl$ اور سالمی وزن ۵۸٫۵ ہے۔ دیگر برق پاشیدوں کا بھی یہی حال ہے۔ ہلکائے محلول میں تمام برق پاشیدوں کے سالمی وزن ان کے کیمیائی ضابطے کے وزن کے تقریباً نصف، ایک تہائی یا ایک چوتھائی وغیرہ ہوتے ہیں۔ ان نتائج کی بناء پر پہلے یہ سمجھا جاتا تھا کہ برق پاشیدہ اشیاء راؤل کے کلیہ سے مستثنیٰ ہیں۔ لیکن آرہینیئس نے اس کی صحیح توجیہ کی۔

برق پاشیدوں کی موصلیت دھاتوں کی طرح برق پاشیدے بھی اوہم (ohm) کے کلیہ کی پابندی کرتے ہیں۔ کسی شئے کی موصلیت اس کی مزاحمت کا عکس ہوتی ہے۔ اس کے لئے اوم[1] (منقلوب اوم) کی اکائی استعمال کی جاتی ہے۔ نوعی موصلیت نوعی مزاحمت کا عکس ہوتی ہے۔ محلول کی نوعی مزاحمت سے مراد اس کے ایک مکعب سمر کی مزاحمت ہے اور **نوعی موصلیت** ایک مکعب سمر کی موصلیت ہے۔ **معادل موصلیت** سے مراد ایسے محلول کی موصلیت جس میں منحل کا ایک گرام معادل حل شدہ ہو (جبکہ محلول کو ایسے دو برقیروں کے مابین رکھا جائے جن کا باہمی فاصلہ ایک سمر ہو)۔ محلول میں منحل کا گرام سالمہ موجود ہو تو اس کی موصلیت **سالمی موصلیت** کہلاتی ہے۔ محلول کی نوعی، معادل و سالمی موصلیتوں میں حسب ذیل رشتہ پایا جاتا ہے۔

معادل موصلیت = نوعی موصلیت × محلول کا حجم مکعب سمر [جس میں منحل کا گرام معادل حل شدہ ہو]

سالمی موصلیت = نوعی موصلیت × محلول کا حجم مکعب سمر [جس میں منحل کا گرام سالمہ حل شدہ ہو]

مثلاً سلفیورک ترشہ کے $\frac{1}{10}$ طے محلول کی نوعی موصلیت ن ہو تو اس کی معادل موصلیت = ن × ۱۰۰۰۰ کیونکہ محلول میں سلفیورک ترشہ کا $\frac{1}{10}$ گرام معادل فی ۱۰۰۰ مکعب سمر ہوتا ہے۔ نیز اس کی سالمی موصلیت = ن × ۲۰۰۰۰ کیونکہ محلول کے ۱۰۰۰ مکعب سمر میں سلفیورک ترشہ کا $\frac{1}{20}$ گرام سالمہ حل شدہ ہوتا ہے۔ موصلیت کی پیمائشات میں حجم کے بجائے بالعموم ہلکاؤ کی اصطلاح استعمال کی جاتی ہے۔ اور مندرجۂ بالا مساواتوں میں حجم کے بجائے ہلکاؤ لکھ سکتے ہیں۔

موصلیت کی پیمائشات سے حسب ذیل نتائج حاصل ہوتے ہیں:- (۱) مستقل تپش پر مختلف اشیاء کے متناظر ارتکاز کے محلولوں کی معادل و سالمی موصلیت مختلف ہوتی ہے مثلاً $\frac{1}{10}$ طے پوٹاسیم کلورائیڈ کی معادل موصلیت = ۱۱۲ اوم$^{-1}$، $\frac{1}{10}$ طے سوڈیم ایسیٹیٹ = ۶۱ اوم$^{-1}$، $\frac{1}{10}$ طے ایسٹک ترشہ = ۴۶۳ اوم$^{-1}$۔ موصلیتوں کو پیش نظر رکھ کر برق پاشیدوں کو کمزور برق پاشیدے و طاقتور برق پاشیدے قرار دیا جاتا ہے۔ تمام نمک، طاقتور ترشے (مثلاً ہائیڈروکلورک، نائٹرک، سلفیورک ترشے وغیرہ) و طاقتور اساس (مثلاً کاوی سوڈا، کاوی پوٹاش، بیریم ہائیڈرآکسائیڈ وغیرہ) طاقتور برق پاشیدوں کے زمرہ میں داخل ہیں۔ کمزور ترشے (مثلاً ایسٹک ترشہ، ٹارٹیرک ترشہ وغیرہ) اور کمزور اساس (مثلاً امونیا) کمزور برق پاشیدے ہیں۔

(۲) مستقل تپش پر معین ارتکاز کے محلول میں پانی ملانے اور ہلکانے پر محلول کی معادل و سالمی موصلیت بڑھتی ہے۔ مسلسل طور پر ہلکانے سے ان میں مسلسل اضافہ ہوتا ہے لیکن نہایت

اعلیٰ ہلکاؤ پر معادل و سالمی موصلیت کی ایک اعظم قیمت ہو جاتی ہے اور مزید ہلکانے پر معادل و سالمی موصلیت میں اضافہ نہیں ہوتا۔ موصلیت کی اس انتہائی قیمت کو لاانتہا ہلکاؤ پر محلول کی معادل یا سالمی موصلیت کہا جاتا ہے۔ اکثر اشیاء کی صورت میں ۱۰۰۰ لیٹر کا ہلکاؤ عملاً لاانتہا ہلکاؤ کے برابر ہوتا ہے۔

یہ بات بظاہر تعجب خیز معلوم ہوتی ہے کہ محض پانی ملانے پر برق پاشیدہ کے ایصال برق کی قابلیت بڑھتی ہے۔ آرہینئس نے اس کی کامیاب توجیہ کی۔

نظریۂ روانیت | برق پاشیدوں کے جن خواص کا ہم نے مطالعہ کیا وہ مختصراً حسب ذیل ہیں :- (۱) برق پاشیدے برقی رو سے تحلیل ہوتے ہیں۔ ان کا ایک جز مثبت برقیرہ پر اور دوسرا جز منفی برقیرہ پر آزاد ہوتا ہے۔ (۲) برق پاشیدہ منحل کا سالمی وزن کیمیائی ضابطہ کے وزن سے نہایت کم ہوتا ہے۔ (۳) برق پاشیدے اوم کے کلیہ کی پابندی کرتے ہیں۔ (۴) مساوی سالمی یا مساوی معادل ارتکاز پر مختلف برق پاشیدوں کی موصلیت مختلف ہوتی ہے۔ (۵) ہلکاؤ کے اضافہ سے برق پاشیدہ کی معادل و سالمی موصلیت بڑھتی ہے۔ اور لاانتہا ہلکاؤ پر یہ اعظم و مستقل ہو جاتی ہے۔

واقعات بالا کی توجیہ آرہینئس (۱۸۸۷) نے "برق پاشیدگانہ افتراق کے نظریہ" سے کی۔ اس کو عام طور پر نظریۂ روانیت کہا جاتا ہے۔

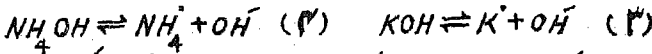
برق پاشیدوں کے پست سالمی اوزان اس امر کے شاہد ہیں کہ محلول میں برق پاشیدہ اپنے اجزا میں بٹ جاتا ہے۔ جس طرح امونیم کلورائیڈ، فاسفورس پنٹا کلورائیڈ وغیرہ کے سالمات حرارت کے عمل سے سادہ سالمات میں بٹ جاتے ہیں اور ان کی بخاری کثافت غیر معمولی طور پر پست ہوتی ہے۔ اسی طرح برق پاشیدہ کے سالمات محلول میں اپنے اجزا میں

بٹتے ہیں جس کے باعث ان کا سالمی وزن کیمیائی ضابطہ کے وزن سے نہایت کم ہوتا ہے۔
برق پاشیدہ کے افتراق سے جو اجزا بنتے ہیں ان کی ماہیت پر برق پاشیدگی کے واقعات سے روشنی پڑتی ہے اور معلوم ہوتا ہے کہ یہ اجزا برقائی حالت میں ہوتے ہیں اور ہر جنبہ کے ایک گرام معادل پر ایک فیراڈے (یا ۹۶۵۰۰ کولان) کا برقی بار ہوتا ہے۔ پس برق پاشیدہ کا افتراق رواںوں میں ہوتا ہے۔

برق پاشیدے اوم کے کلیہ کی پابندی کرتے ہیں جس سے نتیجہ نکلتا ہے کہ برق پاشیدہ بیرونی قوت کے زیر عمل رواںوں میں نہیں بٹتا۔ آرہینیس نے فرض کیا کہ برق پاشیدہ کو پانی میں حل کرنے پر خود بخود رواںوں میں بٹتا ہے۔ اس بناء پر برق پاشیدگی کی اس طرح توجیہ کر سکتے ہیں کہ محلول میں جو رواں موجود رہتے ہیں وہ بیرونی رو کے زیر عمل مثبت و منفی برقیروں کی طرف متحرک ہوتے ہیں اور وہاں پہونچ کر آزاد ہو جاتے ہیں (صفحہ ۲۷۷)۔

اب چونکہ مساوی سالمی یا معادل ارتکاز پر مختلف برق پاشیدوں کی موصلیت مختلف ہوتی ہے اس لئے آرہینیس نے فرض کیا کہ ہر برق پاشیدہ اپنی نوعیت کے لحاظ سے ایک خاص حد تک افتراق کرتا ہے۔ اور معادل و سالمی موصلیت محلول میں موجودہ رواںوں کی تعداد کے متناسب ہوتی ہے۔ جو شئے عمدہ موصل ہوتی ہے اس کا بڑا حصہ رواںوں میں بٹتا ہے لیکن جو شئے کمزور موصل ہوتی ہے اس کا قلیل حصہ رواںوں میں تبدیل ہوتا ہے۔ معمولی ہلکاؤ پر برق پاشیدہ کبھی مکمل طور پر افتراق نہیں کرتا۔ پس برق پاشیدہ کا افتراق ایک منعکس تعامل ہے مثلاً:—

(۱) $NaCl \rightleftharpoons Na^{\cdot} + Cl'$ (۲) $HNO_3 \rightleftharpoons H^{\cdot} + NO_3'$

(۳) $KOH \rightleftharpoons K^{+} + OH^{-}$ (۴) $NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^{+} + OH^{-}$

برق پاشیدہ کو پانی میں حل کرنے پر اس کے چند سالمات رووانوں میں بٹتے ہیں لیکن یہ رواں خود باہم مل کر تعدیلی سالمات بناتے ہیں۔ اس طرح محلول میں افتراق و ائتلاف کے عمل ہمیشہ جاری رہتے ہیں۔ اور ایک خاص موقع پر توازن کی کیفیت پیدا ہوتی ہے۔ اس وقت ہر شئے کا ایک خاص درجۂ افتراق ہوتا ہے یعنی افتراق شدہ سالمات اور ابتدائی سالمات میں ایک نسبت پائی جاتی ہے۔

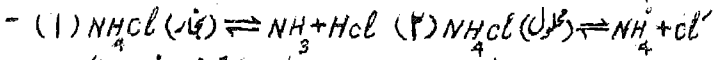
جب یہ فرض کرلیا جائے کہ برق پاشیدے کا افتراق ایک کیمیائی عمل ہے تو اس پر طبیعی حالات کا اثر پڑنا ضروری ہے۔ مستقل تپش پر ہلکاؤ کا اثر خاص طور پر اہم ہوتا ہے۔ معمولی نمک کے سیر شدہ محلول پر غور کرو۔ اس میں نمک کے بعض سالمات مثبت و منفی رووانوں میں بٹتے ہیں لیکن یہ خود باہم متحد ہوتے رہتے ہیں اور ایک موقع پر افتراق و ائتلاف کی رفتاریں مساوی ہو جاتی ہیں۔ $NaCl \rightleftharpoons Na^{+} + Cl^{-}$۔
اب اگر تپش کو مستقل رکھ کر محلول کی تبخیر کی جائے تو محلول کا حجم کم ہوتا ہے اور رووانوں کے فاصلے گھٹتے ہیں جس سے ان کو باہم ترکیب کھانے کا زیادہ موقع میسر آتا ہے اور ان کے ائتلاف کی شرح بڑھ جاتی ہے۔ اس کا لازمی نتیجہ یہ ہوتا ہے کہ برق پاشیدہ کا درجۂ افتراق گھٹ جاتا ہے۔ محلول میں تعدیلی سالمات کی تعداد بڑھتی ہے اور نمک کا قلماؤ شروع ہو جاتا ہے۔ لیکن اگر محلول کی تبخیر کے بجائے اس میں پانی ملا کر ہلکایا جائے تو رووانوں کے فاصلے بڑھتے ہیں اور ان کو ائتلاف کا کم موقع ملتا ہے جس سے درجۂ افتراق بڑھتا ہے اور رووانوں کی تعداد بڑھتی ہے۔ (چنانچہ تجربہ میں محلول کی معادل و سالمی موصلیت بڑھتی ہے)۔ اس طرح محلول کو مسلسل طور پر ہلکایا جائے تو ایک ایسی حد بھی

آتی ہے جبکہ پورے سالمات رواںوں میں بٹ جاتے ہیں (اس وقت محلول کی معادل وسالمی موصلیت اعظم ہوتی ہے) اور محلول کو مزید ہلکانے پر افتراق میں اضافہ نہیں ہوتا (پس لاانتہا ہلکاؤ پر معادل وسالمی موصلیت اعظم و مستقل ہوتی ہے)۔

نظریۂ روانیت پر اعتراضات (۱) پہلے پہل جب نظریۂ روانیت پیش ہوا تو یہ اعتراض کیا گیا کہ محلول میں مرکب کے اجزا یا اصلیوں کا آزاد وجود قرین قیاس نہیں مثلاً آبی محلول میں معمولی نمک سوڈیم وکلورین میں بٹتا ہو تو ان کا پانی پر عمل کئے بغیر محلول میں رہنا کیونکر ممکن ہے؟ یہ اعتراض غلط فہمی پر مبنی تھا کیونکہ نظریۂ روانیت کی رو سے محلول میں سوڈیم وکلورین کے جوہر نہیں ہوتے بلکہ یہ روانی حالت میں پائے جاتے ہیں۔ ان پر خاص برقی بار ہوتا ہے اور ان کے خواص معمولی جواہر و سالمات سے مختلف ہوتے ہیں۔ لیکن جب محلول میں برقی رو گزارنے کے بعد یہ رواں برقیروں پر آزاد ہوتے ہیں تو یہ معمولی جواہر و سالمات میں تبدیل ہو کر اپنے معمولی خواص کا اظہار کرتے ہیں۔ چنانچہ برق پاشیدگی کے ثانوی تعاملات میں یہی ہوتا ہے۔ (صفحہ ۲۶۳)۔

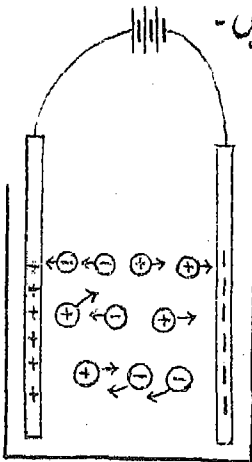
(۲) محلول میں رواںوں کے وجود کے متعلق دوسرا یہ اعتراض کیا گیا کہ جس طرح امونیم کلورائیڈ کے افتراق کے حاصلوں کو نفوذ کے عمل سے ایک دوسرے سے جدا کیا جا سکتا ہے اسی طرح محلول میں رواں موجود ہوں تو ان کو نفوذ کے عمل سے جدا کرنا ممکن ہوتا لیکن تجربات سے اس قسم کی کوشش ناکام ثابت ہوتی ہے۔ اس اعتراض کا جواب یہ ہے کہ امونیم کلورائیڈ کے افتراق سے سادہ تعدیلی سالمات بنتے ہیں جن کی کثافتوں کے اختلاف کے باعث ان کو نفوذ کے عمل سے بآسانی جدا کر سکتے ہیں۔ لیکن برق پاشیدہ کے

افتراق سے مثبت و منفی رواں بنتے ہیں جو اپنے مخالف بار کے باعث باہم کشش کرتے رہتے ہیں اور یہ کشش ان کے نفوذ کے مانع ہوتی ہے۔ پس رواں افتراق حرارتی افتراق سے جداگانہ عمل ہے۔ ان دونوں کا فرق سرسری طور پر اس طرح واضح کیا جاسکتا ہے کہ امونیم کلورائیڈ بخاری حالت میں امونیا و ہائیڈروجن کلورائیڈ گیسوں میں بٹتا ہے لیکن محلول میں امونیم و کلورائیڈ رواں بنتے ہیں۔

(۱) NH_4Cl (بخار) $\rightleftharpoons NH_3 + HCl$ (۲) NH_4Cl (محلول) $\rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$

(۳) نظریۂ روانیت پر سب سے بڑا اعتراض یہ ہوسکتا ہے کہ محض پانی میں حل کرنے پر شئے کیونکر اجزا میں بٹتی ہے۔ نیز تعدیلی سالمہ کے افتراق سے برقائے ذرات (یا رواں) کیونکر پیدا ہوتے ہیں؟ اس کا جواب حالیہ تحقیقات سے ملتا ہے۔ اکثر نمکوں میں ٹھوس حالت میں بھی مثبت و منفی رواں موجود رہتے ہیں۔ پانی میں حل کرنے کے بعد روانوں کا ایک دوسرے سے علیحدہ ہو کر آزادانہ عمل کرنا تعجب خیز نہیں۔

شکل ۴۲

برق پاشیدگی کی توجیہ نظریۂ روانیت سے برق پاشیدوں کے تمام خواص کی بآسانی توجیہ ہوتی ہے۔ بعض امور درج ذیل ہیں۔

نظریۂ روانیت سے برق پاشیدگی کی کیفی و کمی واقعات کی بخوبی توجیہ کرسکتے ہیں۔ اس نظریہ سے برق پاشیدہ کو پانی میں حل کرنے پر یہ جزوی طور پر روانوں میں بٹتا ہے۔ رواں محلول میں بے ترتیبی کے عالم میں حرکت کرتے رہتے ہیں لیکن

محلول میں برقیرے رکھ کر رو گزارنے پر روانوں کی حرکت میں باقاعدگی پیدا ہو جاتی ہے۔ یہ مخالف بار کے برقیرہ کی طرف متحرک ہوتے ہیں۔ اس وقت برق پاشیدہ میں برقائے ذرات کے دو سیلاب مخالف سمتوں میں بہتے ہیں (شکل ۴۲)۔ روانوں کے یہ سیلاب برقی رو پر مشتمل ہوتے ہیں اور ان روانوں کے باعث برقی رو ایک برقیرہ سے دوسرے برقیرہ کو عبور کرتی ہے۔ اس طرح محلول کی عملی روئیں باہر کے دور میں گزرنیوالی رو کی تکمیل کرتی ہیں۔ جب منفی رواں مثبت برقیرہ سے مس کرتا ہے تو اس کا بار برقیرہ میں چلا جاتا ہے جسے وہ دور میں منتقل کرتا ہے۔ اس کے ساتھ مثبت رواں منفی برقیرہ پر اپنا بار خارج کر کے اس کے بار کی تعدیل کرتا ہے۔ اس طرح برقیروں پر دو غیر برقائے جواہر یا تعدیلی اصلیے آزاد ہوتے ہیں جو حسب موقع ثانوی تعاملات میں حصہ لیتے ہیں مثلاً سوڈیم سلفیٹ کی برق پاشیدگی میں حسب ذیل واقعات پیش آتے ہیں۔

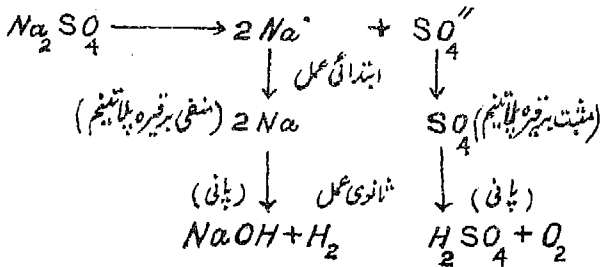
$$Na_2SO_4 \longrightarrow 2Na^{\cdot} + SO_4^{''}$$

ابتدائی عمل

(منفی برقیرہ پلاٹینم) $2Na$ — SO_4 (مثبت برقیرہ پلاٹینم)

ثانوی عمل

(پانی) ↓ — ↓ (پانی)

$$NaOH + H_2 \qquad H_2SO_4 + O_2$$

یہ عمل مسلسل ہوتا ہے۔ محلول میں جب تک رو گزرتی ہے برقیروں پر رواں آزاد ہوتے رہتے ہیں۔

رو کی طاقت تمام دور میں یکساں ہوتی ہے خواہ وہ دور دھاتی اشیاء پر مشتمل ہو یا دھات و برق پاشیدہ محلول پر۔ چونکہ برق پاشیدہ میں گزرنیوالی رو برقائے ذرات (یا روانوں) پر مشتمل ہوتی ہے۔ اس لئے کسی وقت میں برقیروں کی طرف متحرک ہونیوالے

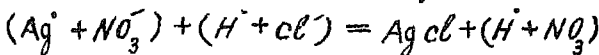
رو انوں کی کمیتیں رو کی طاقت کے متناسب ہوتی ہیں۔ یہی فیراڈے کا پہلا کلیہ ہے۔

نظریۂ روانیت کی رو سے مساوی گرفت کے روانوں پر برق کی یکساں مقدار ہوتی ہے (یعنی اشیاء کے اکائی معادل پر یکساں برقی بار ہوتا ہے) اور روانی بار گرفت کے متناسب ہوتا ہے۔ محلول میں برقی بار اپنے ساتھ وابستہ مادہ کو لے جاتا ہے۔ جب روان برقیروں پر پہنچتے ہیں تو باران سے جدا ہوتا ہے اور یہ تعدیلی حالت میں مطروح ہوتے ہیں۔ اب چونکہ تمام دور میں رو کی طاقت یکساں ہوتی ہے۔ اس لئے مطروح ہونے والے روانوں کی کمیتیں ان اوزان کے متناسب ہوتی ہیں جو یکساں مقدار برق کے ساتھ وابستہ ہوتے ہیں۔ اور یہ اوزان ان کے کیمیائی معادل کے تناسب میں ہوتے ہیں۔ پس مساوی مقدار برق سے آزاد ہونے والے روانوں کی کمیتیں ان کے کیمیائی معادل کے متناسب ہوتی ہیں۔ یہی فیراڈے کا دوسرا کلیہ ہے۔

کیفی تشریح کے تعاملات نظریۂ روانیت کی بڑی شہادت کیفی تشریح کے تعاملات سے ملتی ہے۔ سلور نائٹریٹ کا بنزینی محلول اور ہائیڈروجن کلورائیڈ کا بنزینی محلول برقی رو کے لئے غیر موصل ہوتے ہیں۔ ان کو آمیزش کرنے پر کوئی تعامل نہیں ہوتا۔ لیکن سلور نائٹریٹ اور ہائیڈروجن کلورائیڈ کے آبی محلول برق کے عمدہ موصل ہوتے ہیں اور ان کی آمیزش سے فوراً حسب ذیل تعامل ہوتا ہے۔

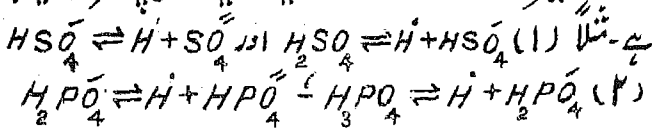
$$AgNO_3 + HCl = AgCl + HNO_3$$

چونکہ سلور نائٹریٹ، ہائیڈروکلورک ترشہ و نائٹرک ترشہ رواں پذیر مرکبات ہیں اور سلور کلورائیڈ ناحل پذیر شئے ہے اس لئے تعامل اس طرح ہوتا ہے :-

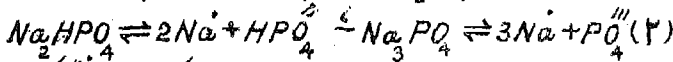
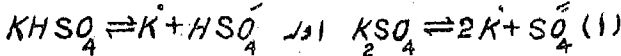
$$(Ag^{+} + NO_3^{-}) + (H^{+} + Cl^{-}) = AgCl + (H^{+} + NO_3^{-})$$

اب چونکہ ہائیڈروجن و نائٹریٹ رواں تعامل میں حصہ نہیں لیتے۔ اس لئے تعامل کو مختصراً یوں لکھا جا سکتا ہے۔ $Ag + Cl^- = AgCl$ یعنی چاندی اور کلورین کے رواں ترکیب کھا کر سلور کلورائیڈ کا رسوب بناتے ہیں۔ کیمیائی تشریح کے اکثر تعاملات رواں کے مابین ہوتے ہیں اور ہر رواں کے مخصوص تعاملات ہوتے ہیں جن پر دیگر روانوں کی موجودگی کا اثر نہیں پڑتا۔ چنانچہ کلورائیڈ رواں کے ساتھ خواہ سوڈیم رواں (بطور سوڈیم کلورائیڈ) ہو یا کیلسیم رواں (بطور کیلسیم کلورائیڈ) ہو ہر صورت میں یہ چاندی کے روانوں سے ترکیب کھا کر سلور کلورائیڈ کا رسوب بناتا ہے جس سے اسکی بہ آسانی تشخیص کی جا سکتی ہے۔

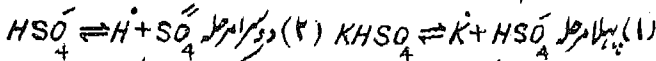
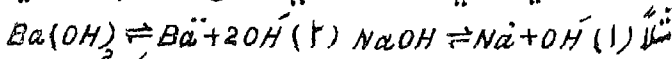
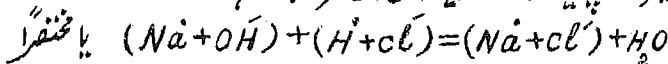
ترشے و اساس ترشوں کے عام خواص کی توجیہ نظریہ روانیت سے یوں کی جا سکتی ہے کہ ان کے آبی محلول میں ہائیڈروجن کے رواں ہوتے ہیں جن کے مخصوص خواص ہوتے ہیں۔ مثلاً (۱) $HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$ (۲) $HBr \rightleftharpoons H^+ + Br^-$ (۳) $C_2H_4O_2 \rightleftharpoons H^+ + C_2H_3O_2^-$ وغیرہ۔ طاقتور ترشوں (مثلاً ہائیڈروکلورک، نائٹرک و سلفیورک وغیرہ) کے محلول میں ہائیڈروجن روانوں کی زیادہ تعداد ہوتی ہے اور یہ برق کے عمدہ موصل ہوتے ہیں۔ کمزور ترشوں (مثلاً ایسٹک، آکسیلک، ٹارٹیرک وغیرہ) میں ہائیڈروجن رواں کی تعداد کم ہوتی ہے اور یہ کمزور موصل ہوتے ہیں۔ معادل محلولوں کی موصلیت کی پیمایش سے ترشوں کی طاقتوں کا مقابلہ کیا جا سکتا ہے۔

کثیر اساسی ترشوں کی صورت میں روانیت کا عمل چند مرحلوں میں ہوتا ہے۔ مثلاً (۱) $H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$ اور $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{--}$

(۲) $H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$ ؛ $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{--}$

اور $HPO_4'' \rightleftharpoons H^{\cdot} + PO_4'''$ - اس کا ثبوت اس طرح ملتا ہے کہ سلفیورک ترشہ اور آرتھوفاسفورک ترشہ کے حسب ذیل نمک وجود پذیر ہیں -

(۱) $KHSO_4 \rightleftharpoons K^{\cdot} + HSO_4'$ اور $K_2SO_4 \rightleftharpoons 2K^{\cdot} + SO_4''$

(۲) $Na_2HPO_4 \rightleftharpoons 2Na^{\cdot} + HPO_4''$ نیز $Na_3PO_4 \rightleftharpoons 3Na^{\cdot} + PO_4'''$

اور $NaH_2PO_4 \rightleftharpoons Na^{\cdot} + H_2PO_4'$ - نظریہ روانیت کی رو سے ترشئی نمک بھی ترشوں کے زمرہ میں داخل ہیں کیونکہ ان کو پانی میں حل کرنے پر ہائیڈروجن رواں بنتے ہیں - مثلاً پوٹاسیم ہائیڈروجن سلفیٹ اس طرح روانوں میں بٹتا ہے -

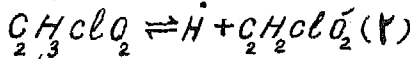
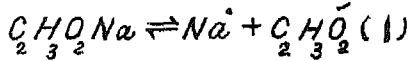
(۱) پہلا مرحلہ $KHSO_4 \rightleftharpoons K^{\cdot} + HSO_4'$ (۲) دوسرا مرحلہ $HSO_4' \rightleftharpoons H^{\cdot} + SO_4''$

اساسی ہائیڈرآکسائیڈز کے عام خواص ہائیڈرآکسل رواں کے باعث ہوتے ہیں مثلاً (۱) $NaOH \rightleftharpoons Na^{\cdot} + OH'$ (۲) $Ba(OH)_2 \rightleftharpoons Ba^{\cdot\cdot} + 2OH'$

نظریہ روانیت کی بناء پر تعدیل کا عمل ہائیڈروجن و ہائیڈرآکسل روانوں کی ترکیب پر مشتمل ہوتا ہے - اساس، ترشہ و نمک رواں پذیر ہوتے ہیں اور پانی غیر رواں پذیر اس لئے تعدیل کا عمل اس طرح ہوتا ہے -

$(Na^{\cdot} + OH') + (H^{\cdot} + Cl') = (Na^{\cdot} + Cl') + H_2O$ یا مختصراً

$H^{\cdot} + OH' = H_2O$ - اس کا ثبوت اس طرح ملتا ہے کہ تمام طاقتور ترشہ و طاقتور اساس کی تعدیل کی حرارت مساوی ہوتی ہے -

پیچیدہ رواں | نظریہ روانیت کی بناء پر وہ برق پاشیدے جن میں ایک رواں مشترک ہوتا ہے مشترک خواص کا اظہار کرتے ہیں مثلاً ترشوں کے عام خواص ان کے ہائیڈروجن رواں کی بناء پر ہوتے ہیں - لیکن اس کا مفہوم یہ نہیں کہ برق پاشیدوں میں

کوئی ایک عنصر مشترک ہو تو ہمیشہ ایک ہی قسم کے تعاملات کا اظہار ہوتا ہے۔ چنانچہ سوڈیم ایسیٹیٹ ($C_2H_3O_2Na$) میں جو ہائیڈروجن ہوتی ہے وہ ہائیڈروجن رواں کے خواص کا اظہار نہیں کرتی اور مانو کلورایسٹک ترشہ ($C_2H_3clO_2$) میں کلورائیڈ رواں کے خواص نہیں ہوتے۔ نظریۂ رواہیت سے اس کی اس طرح توجیہ کی جاتی ہے کہ سوڈیم ایسیٹیٹ میں ہائیڈروجن ایک منفی پیچیدہ اصلیہ (ایسیٹیٹ) میں ہوتی ہے اور کلورین کلورایسیٹیٹ اصلیہ کا جز بناتی ہے۔

$$C_2H_3O_2Na \rightleftharpoons Na^{+} + C_2H_3O_2^{-} \quad (۱)$$

$$C_2H_3clO_2 \rightleftharpoons H^{+} + C_2H_2clO_2^{-} \quad (۲)$$

پس محلول میں عناصر کا غیر معمولی برتاؤ پیچیدہ روانوں کی بناوٹ کے باعث ہوتا ہے۔ اور ہر پیچیدہ رواں کے خاص تعاملات ہوتے ہیں۔

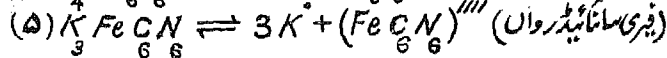
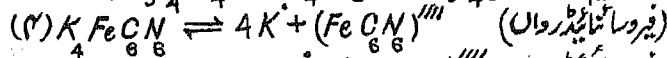
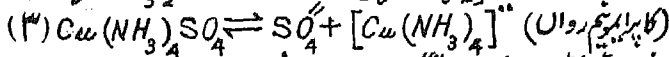
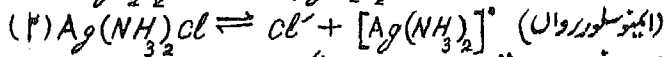
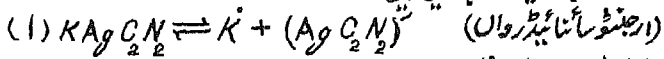
پیچیدہ رواں سے مراد وہ مجموعہ ہے جو ایک رواں کے کسی تعدیلی سالمہ سے متحد ہونے پر بنتا ہے مثلاً ہائیڈروجن رواں امونیا سے مل کر امونیم رواں بناتا ہے۔ $H^{+} + cl^{-} + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^{+} + cl^{-}$ اور آئیوڈائیڈ رواں آئیوڈین سے ترکیب کھا کر ٹرائی آئیوڈائیڈ رواں بناتا ہے $K^{+} + I^{-} + I_2 \rightleftharpoons K^{+} + I_3^{-}$ بعض مشہور پیچیدہ روانوں کی مثالیں حسب ذیل ہیں :-

(۱) $KAgC_2N_2 \rightleftharpoons K^{+} + (AgC_2N_2)^{-}$ (ارجنٹو سائنائیڈ رواں)

(۲) $Ag(NH_3)_2cl \rightleftharpoons cl^{-} + [Ag(NH_3)_2]^{+}$ (امینو سلور رواں)

(۳) $Cu(NH_3)_4SO_4 \rightleftharpoons SO_4^{--} + [Cu(NH_3)_4]^{++}$ (کاپر امونیم رواں)

(۴) $K_4FeC_6N_6 \rightleftharpoons 4K^{+} + (FeC_6N_6)^{----}$ (فیرو سائنائیڈ رواں)

(۵) $K_3FeC_6N_6 \rightleftharpoons 3K^{+} + (FeC_6N_6)^{---}$ (فیری سائنائیڈ رواں)

اکثر پیچیدہ رواں محلول میں قیام پذیر ہوتے ہیں - اور اپنے دھاتی جز کے خواص کا اظہار نہیں کرتے۔ مثلاً پوٹاسیم فیروسائنائیڈ میں فیرس ($Fe^{\cdot\cdot}$) یا فیرک ($Fe^{\cdot\cdot\cdot}$) رواں کے خواص نہیں پائے جاتے۔ نیز پوٹاسیم ارجنٹوسائنائیڈ میں سوڈیم کلورائیڈ ملانے پر کوئی رسوب نہیں بنتا اور چاندی کی موجودگی کا پتہ نہیں چلتا - لیکن بعض پیچیدہ رواں کم قیام پذیر ہوتے ہیں اور محلول میں افتراق کرتے ہیں - چنانچہ ٹرائی آیوڈائیڈ رواں (I_3') محلول میں کافی افتراق کرتا ہے - اور پوٹاسیم ٹرائی آیوڈائیڈ (KI_3) آیوڈین کے محلول کے طور پر عمل کرتا ہے

$$KI_3 \rightleftharpoons K^{\cdot} + I_3' \rightleftharpoons K^{\cdot} + I' + I_2$$

کیڈمیم سائنائیڈ رواں کا بھی یہی حال ہے -

$$K_2CdC_4N_4 \rightleftharpoons 2K^{\cdot} + (CdC_4N_4)'' \rightleftharpoons 2K^{\cdot} + Cd^{\cdot\cdot} + 4CN'$$

اور محلول میں ہائیڈروجن سلفائیڈ گزارنے پر کیڈمیم سلفائیڈ کا رسوب بنتا ہے -

خلاصہ

برق پاشیدگی کے کلیات حسب ذیل ہیں :- (۱) محلول سے آزاد ہونے والے رواںوں کی کمیت محلول میں گزرنے والی رو کی مقدار کے متناسب ہوتی ہے - (۲) مساوی مقدار برق سے مختلف رواںوں کی جو کمیتیں آزاد ہوتی ہیں وہ ان کے اوزان معادل کے تناسب میں ہوتی ہیں - ان کلیات سے وولٹا پیمائی اور وزن معادل کی تخمین میں مدد لی جا سکتی ہے -

نظریۂ رواںیت سے برق پاشیدوں کے خواص کی توجیہ ہوتی ہے - اس کے مفروضات یہ ہیں :- (۱) محلول میں برق پاشیدہ افتراق کرتا ہے -

(۲) افتراق سے برقائے اچلیے یا رواں بنتے ہیں۔ (۳) افتراق بیرونی قوت کے زیر عمل نہیں ہوتا۔ بلکہ خود بخود ہوتا ہے۔ (۴) یکساں حالات میں مختلف برق پاشیدے مختلف حد تک افتراق کرتے ہیں۔ معمولی ارتکازات پر مکمل افتراق نہیں ہوتا۔ یہ متعاکس و غیر مکمل ہوتا ہے۔ (۵) افتراق پر ہلکاؤ کا اثر پڑتا ہے۔ نہایت اعلیٰ ہلکاؤ پر برق پاشیدہ تقریباً مکمل طور پر روانوں میں ہٹتا ہے۔

سوالات

(۱) حسب ذیل اصطلاحات کا مفہوم سمجھاؤ :- برق پاشیدہ۔ برق پاشیدگی۔ نوعی مزاحمت۔ نوعی موصلیت۔

(۲) (ا) کاپر سلفیٹ۔ (ب) پوٹاسیم کلورائیڈ۔ (ج) سوڈیم سلفیٹ کے محلول میں پلاٹینم کے برقیرے رکھ کر برقی رو گزارنے پر جو واقعات پیش آتے ہیں بیان کرو۔ جواب میں اصلی و ثانوی تعاملات کی توضیح کرو۔

(۳) فیراڈے کے کلیات بیان کرو۔ ان کی تصدیق تم تجربہ سے کیونکر کرو گے؟

(۴) برقی کیمیائی معادل سے کیا مراد ہے؟ عنصر کے برقی کیمیائی معادل اور وزن معادل میں کیا رشتہ پایا جاتا ہے؟

(۵) برق پاشیدگی کے قاعدہ سے کسی دھات کا وزن معادل کیونکر معلوم کیا جاتا ہے؟

(۶) رواں کا مفہوم واضح کرو۔ حسب ذیل مرکبات کے افتراق سے جو رواں بنتے ہیں ان کی توضیح روانی مساواتوں سے کرو :- پوٹاسیم نائٹریٹ۔ پوٹاسیم سائنائیڈ۔ پوٹاسیم ارجنٹوسائنائیڈ۔ پوٹاسیم تھائیوسائنائیڈ۔ سوڈیم آرتھوفاسفیٹ۔

ایمونیم سلفیٹ ۔

(۷) معادل موصلیت و سالمی موصلیت سے کیا مراد ہے؟ محلول کو ہلکانے پر اس کی معادل موصلیت پر کیا اثر پڑتا ہے؟

(۸) محلول میں برق پاشیدوں کے سالمی اوزان کی پیمائشات سے کیا نتیجہ نکلتا ہے؟ اس کی توجیہ کیونکر کی جاسکتی ہے؟

(۹) نظریۂ روانیت کے مفروضات مختصراً بیان کرو۔ اس نظریہ سے برق پاشیدگی کے کلیات اخذ کرو۔

(۱۰) نظریۂ روانیت سے برق پاشیدگی اور تعدیل کی توجیہ کرو۔

(۱۱) برق کی معین مقدار ترشائے ہوئے پانی سے ۱۳۴۸ لیٹر (ط ۔ ت ۔ د) ہائیڈروجن اور دھاتی کلورائیڈ کے محلول سے ۴۲ گرام دھات آزاد کرتی ہے ۔ دھات کی حرارت نوعی ۰.۰۹۴ ہے ۔ کلورائیڈ کا ضابطہ بتاؤ ۔ [XCl_2]

(۱۲) ایک عنصر کا وزن جوہر ۱۱۲ ہے ۔ اس کے نمک میں ۱.۶۵ امپیر کی رو ۱۵ منٹ تک گزاری گئی جس سے ۰.۸۷۳ گرام دھات آزاد ہوئی ۔ دھات کی گرفت معلوم کرو ۔ [۲]

(۱۳) برقی رو بیک وقت (ا) ہائیڈروکلورک ترشہ ۔ (ب) فیرک سلفیٹ ۔ (ج) فیرس سلفیٹ ۔ (د) کاپر سلفیٹ میں گزاری گئی ۔ (ا) میں ۶ لیٹر ہائیڈروجن (ط ۔ ت ۔ د) آزاد ہوئی ۔ ب ، ج ، د میں مطروح ہونیوالی دھاتوں کے اوزان محسوب کرو ۔ (اوزان معادل ہائیڈروجن = ۱ ، فیرک = ۱۹ ، فیرس = ۲۸ ، تانبا = ۳۲) ۔ [ب = ۱۰.۶۱ ، ج = ۱۵ ، د = ۱۷.۶۱]

(۱۴) نظریۂ روانیت سے حسب ذیل واقعات کی توجیہ کرو ۔

(ل) پوٹاسیم کلورائیڈ کے محلول میں سلور نائٹریٹ ملانے پر سلور کلورائیڈ کا رسوب بنتا ہے پوٹاسیم کلوریٹ و پوٹاسیم پرکلوریٹ کی صورت میں کوئی رسوب نہیں بنتا۔ (ب) فیرس سلفیٹ و فیرک کلورائیڈ میں کاوی سوڈا ملانے پر علی الترتیب فیرس ہائیڈر آکسائیڈ و فیرک ہائیڈر آکسائیڈ کا رسوب بنتا ہے لیکن پوٹاسیم فیروسائنائیڈ اور فیری سائنائیڈ پر کاوی سوڈے کا عمل نہیں ہوتا۔ (ج) سلور نائٹریٹ میں سوڈیم کلورائیڈ ملانے پر سلور کلورائیڈ کا رسوب بنتا ہے لیکن پوٹاسیم ارجنٹو سائنائیڈ سے چاندی کی ترسیب نہیں ہوتی۔

(۱۵) زنک سلفیٹ و لیڈ نائٹریٹ کے محلولوں میں مساوی رو گزارنے پر ٦٫٩٠٣ گرام سیسا اور ٢٫١٨ گرام جست مطروح ہوتی ہے۔ جست کا وزن معادل ٣٢٫٧ ہو تو سیسے کا وزن معادل محسوب کرو۔ [١٠٣٫٥٤]

(۱۶) مساوی مقدار برق سے ٠٫٠٢١٤ گرام تانبا اور ٠٫٠٧٢٧ گرام چاندی مطروح ہوئی ان کے اوزان معادل کا مقابلہ کرو۔ [چاندی : تانبا :: ١٠٠ : ٢٩٫٥]

(۱۷) ٠٫١ گرام نکل کی برقی ملمع کاری کے وقت مساوی مقدار برق سے وولٹامیٹر میں ٣٨ مکعب سمر (ط۔ فشا۔ د) ہائیڈروجن آزاد ہوئی۔ اگر ہائیڈروجن کا برقی کیمیائی معادل ٠٫٠١٠٤٤ ملی گرام ہو تو نکل کا برقی کیمیائی معادل محسوب کرو۔ [٠٫٣٠٤ ملی گرام]

(۱۸) تانبے کی برقی ملمع کاری کا اصول بیان کرو۔

(۱۹) معمولی نمک کے آبی محلول کی برق پاشیدگی سے کونسی مختلف اشیاء تیار کیجا سکتی ہیں۔ مختصراً بیان کرو۔

(۲۰) نظریۂ روانیت پر جو اعتراضات کئے گئے وہ کس حد تک درست ہیں؟

فصل (۱۴)

عناصر کی جماعت بندی

ترکیب کے لحاظ سے مادہ کو عناصر و مرکبات کی جماعتوں میں تقسیم کیا جاتا ہے۔
معلومہ عناصر کی تعداد نوّے ۹۰ ہے۔ ان کے دو مشہور انواع دھات و ادھات ہیں۔

دھات و ادھات دھات سے مراد وہ عنصر ہے جو مثبت برقی خواص رکھتا ہے یعنی مرکبات کا مثبت اصلیہ بناتا ہے اور رواں پذیر مرکبات میں مثبت رواں کے طور پر عمل کرتا ہے۔ ادھاتیں منفی برقی عناصر ہیں۔ یہ مرکبات کا منفی اصلیہ بناتی اور رواں پذیر مرکبات میں منفی رواں کے طور پر عمل کرتی ہیں۔ غیر عامل گیسیں ایسے عناصر ہیں جن میں نہ تو مثبت برقی خواص پائے جاتے ہیں نہ منفی برقی خواص۔ یہ دیگر عناصر سے ترکیب نہیں کھاتیں۔ ان کے طبیعی خواص کی بناء پر ان کو ادھاتوں میں شمار کیا جاتا ہے۔ ادھاتی عناصر کی تعداد تھوڑی ہے۔ بیشتر عناصر دھاتی ہوتے ہیں۔ بعض عناصر جن کے طبیعی خواص دھاتی اور کیمیائی خواص نمایاں طور پر ادھاتی ہوتے ہیں دھنونت کہلاتے ہیں مثلاً آرسینک و انٹمنی۔

دھات اور ادھات کی ترکیب سے نمک (یا نمک نما مرکب) بنتا ہے۔ جب کبھی دو عناصر کی ترکیب سے نمک نما مرکب بنے یہ نتیجہ نکالا جاسکتا ہے کہ ان میں سے ایک دھات اور دوسرا ادھات ہے۔ ہر مرکب میں ایک عنصر نسبتاً زیادہ دھاتی اور دوسرا نسبتاً زیادہ

ادھاتی ہوتا ہے۔

تناظر مرکبات کی قیام پذیری (صفحہ ۲۵۴) اور ہر مرکبات سے ایک دوسرے کو ہٹانے کی قابلیت (صفحہ ۲۲۲) کے مطالعہ سے عناصر کی دھاتی یا ادھاتی عاملیتوں کا مقابلہ کیا جا سکتا ہے۔ قلوی دھاتیں سب سے زیادہ طاقتور مثبت برقی عناصر اور لونجن سب سے زیادہ طاقتور منفی برقی عناصر ہیں۔ عناصر کی عاملیتوں کی سرسری ترتیب حسب ذیل ہے :۔ پوٹاسیم، سوڈیم، کیلسیم، میگنیشیم، جست، لوہا، کیڈمیم، نکل، قلعی، سیسا، [ہائیڈروجن] تانبا، پارہ، چاندی، آرسینک، سونا، گندک، آئیوڈین، برومین، کلورین، [آکسیجن]، فلورین۔ اس کو برقی کیمیائی فہرست کہتے ہیں۔

فہرست ہذا پروفیسر مارٹن لوری (Martin Lowry) کی کتاب "انٹرمیڈیٹ کیمسٹری" سے ماخوذ ہے۔ گندک سے پہلے جو عناصر ہیں وہ مثبت برقی ہیں۔ گندک اور بعد کے عناصر منفی برقی ہیں۔ پوٹاسیم سے سونے تک مثبت برقی عاملیت گھٹتی ہے اور گندک سے فلورین تک منفی برقی عاملیت بڑھتی ہے۔ ہائیڈروجن سے پہلے جو دھاتیں ہیں وہ ترشوں سے ہائیڈروجن کو آزاد کرتی ہیں۔ بعد کی دھاتوں کا یہ عمل نہیں ہوتا ہے۔

برقی کیمیائی فہرست کے متعلق ایک اور نقطۂ نظر یہ ہو سکتا ہے کہ عناصر کی مثبت برقی عاملیت پوٹاسیم سے لیکر فلورین تک مسلسل طور پر گھٹتی ہے اور منفی برقی عاملیت پوٹاسیم سے فلورین تک مسلسل طور پر بڑھتی ہے۔ جس سے یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ ہر عنصر میں مثبت برقی و منفی برقی خواص ایک ساتھ پائے جاتے ہیں۔ البتہ ان کے

اضافی درجے مختلف ہوتے ہیں۔ برزیلئیس نے برقی کیمیائی نظریہ میں یہی خیال پیش کیا تھا۔ چنانچہ اس نے فرض کیا کہ عنصر ہائیڈروجنی و دھاتی مرکبات میں منفی برقی ہوتا ہے اور آکسیجنی و لوہجنی مرکبات میں مثبت برقی ہوتا ہے۔ پس دھات و ادھات کی اصطلاحیں عناصر کے مختلف نمونوں کے بجائے ان کے مختلف خواص کی توضیح کرتی ہیں۔

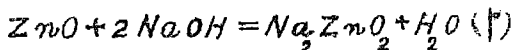
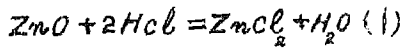
کیمیائی خواص مندرجۂ ذیل جدول میں دھاتوں اور ادھاتوں کے کیمیائی خواص کا مقابلہ کیا گیا ہے۔

دھات	ادھات
(۱) مثبت برقی، مثبت اصلیہ و مثبت رواں بناتی ہیں۔ مثلاً $KCl \rightleftharpoons K^{+} + Cl^{-}$	(۱) منفی برقی، منفی اصلیہ و منفی رواں بناتی ہیں اور مرکب اصلیہ کا جزو بناتی ہیں۔ مثلاً $KCl \rightleftharpoons K^{+} + Cl^{-}$ $K_2SO_4 \rightleftharpoons 2K^{+} + SO_4^{=}$
(۲) آکسائیڈز اساسی ہوتے ہیں۔ پانی میں حل ہوکر اساس بناتے اور ترشوں سے نمک بناتے ہیں $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ $MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O$	(۲) آکسائیڈز ترشئی ہوتے ہیں۔ پانی میں حل ہوکر ترشہ بناتے ہیں اور اساس سے نمک بناتے ہیں۔ $P_2O_3 + 3H_2O = H_3PO_3$ $SO_3 + MgO = MgSO_4$
(۳) ہیلائیڈز معمولی نمک کی طرح ٹھوس مرکبات ہیں۔ یہ ناطیران پذیر ہوتے ہیں۔	(۳) ہیلائیڈز گیس، مائع یا طیران پذیر ٹھوس ہوتے ہیں اور پانی سے تحلیل ہوتے ہیں

دھات	ادھات
اور پانی سے تحلیل نہیں ہوتے۔ شلاً KI - $CaCl_2$ وغیرہ۔	چنانچہ PF_5 گیس PCl_3 مایع اور PCl_5 طیران پذیر ٹھوس ہے۔ ان پر پانی کا عمل اس طرح ہوتا ہے۔ $PCl_3+3H_2O=H_3PO_3+HCl$ (کاربن ٹٹرا کلورائیڈ پانی سے تحلیل نہیں ہوتا)۔
(۴) دھاتی ہائیڈرائیڈز کم بنتے ہیں۔ یہ نا قیام پذیر ہوتے ہیں اور پانی سے فوراً تحلیل ہوتے ہیں۔ $CaH_2+2H_2O=Ca(OH)_2+2H_2$	(۴) ادھاتی ہائیڈرائیڈز بکثرت وجود پذیر ہیں۔ یہ قیام پذیر مرکبات ہیں۔ شلاً ہائیڈروجن کلورائیڈ۔ امونیا، ہائیڈرو کاربنز وغیرہ۔

جدول میں جن خواص کو دھاتی قرار دیا گیا ہے وہ تمام دھاتوں میں ہمیشہ نہیں پائے جاتے۔ شلاً جست ایک نمایاں دھاتی شئے ہے لیکن اس کا آکسائیڈ ترشوں اور قلیوں میں حل ہو جاتا ہے اور دو رخہ (Amphoteric) ہوتا ہے۔

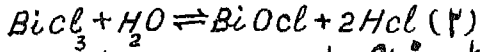
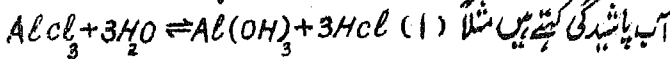
$$ZnO+2HCl=ZnCl_2+H_2O \quad (1)$$

$$ZnO+2NaOH=Na_2ZnO_2+H_2O \quad (2)$$

اکثر کمزور دھاتوں کے آکسائیڈز اسی طرح عمل کرتے ہیں۔ بعض دھاتوں کے ادنیٰ آکسائیڈز اساسی ہوتے ہیں لیکن اعلیٰ آکسائیڈز نمایاں طور پر ترشئی ہوتے ہیں۔ شلاً مینگنس آکسائیڈ (MnO) ترشوں میں حل ہو کر مینگنس نمک ($MnCl_2$ وغیرہ) بناتا ہے لیکن مینگنیز ہیپٹا کسائیڈ (Mn_2O_7) ترشئی آکسائیڈ ہے اور پر مینگنیٹ

($KMnO_4$) نمک بناتا ہے۔ ان مثالوں سے یہ بھی واضح ہے کہ بعض دھاتیں ترشئی اصلیہ کا جز بھی بناتی ہیں۔ چنانچہ سوڈیم زنکیٹ میں جست منفی اصلیہ (ZnO_2^{--}) اور پوٹاسیم پرمینگنیٹ میں مینگنیز منفی اصلیہ (MnO_4^-) کے طور پر ہوتی ہے۔

بعض دھاتوں کے ہیلائیڈز پانی سے جزوی طور پر تحلیل ہوتے ہیں۔ اس کو آب پاشیدگی کہتے ہیں مثلاً

(۱) $AlCl_3 + 3H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_3 + 3HCl$

(۲) $BiCl_3 + H_2O \rightleftharpoons BiOCl + 2HCl$

طبیعی خواص دھاتوں وادھاتوں کے طبیعی خواص میں بھی بین فرق ہوتا ہے۔

(۱) دھاتیں بالعموم بھاری عناصر پر مشتمل ہوتی ہیں۔ ان کی کثافت ادھاتوں سے کافی زیادہ ہوتی ہے مثلاً ایریڈیم کی کثافت ۲۲٫۴، پلاٹینم ۲۱٫۴، سونا ۱۹٫۳۲۔ حالانکہ سب سے بھاری ادھات آیوڈین کی کثافت ۴٫۹۸ ہے۔ تاہم بعض دھاتیں مثلاً سوڈیم (۰٫۹۷)، پوٹاسیم (۰٫۸۶) اور لیتھیم (۰٫۵۳) پانی سے ہلکی ہوتی ہیں۔ (۲) پارہ کے سوا تمام دھاتیں ٹھوس حالت میں پائی جاتی ہیں۔ ان میں سے اکثر بہ مشکل گداز پذیر ہوتی ہیں۔ اور ان کے نقاط اماعت بلند ہوتے ہیں مثلاً ٹنگسٹن ۳۳۷۰°م، پلاٹینم ۱۷۵۵°، لوہا ۱۵۳۰°، سونا ۱۰۶۳°۔ صرف چند دھاتیں ایسی ہیں جن کا نقطۂ اماعت پست ہوتا ہے۔ مثلاً گیلیم ۳۰°، سیزیم ۲۸°، پارہ -۴۰°، دھاتوں کے برخلاف اکثر ادھاتیں گیسیں یا بآسانی گداز پذیر ٹھوس ہیں (مثلاً گندک و فاسفورس)۔ صرف برومین ایسی ادھات ہے جو مائع حالت میں ہوتی ہے۔ کاربن ناگداز پذیر ادھات ہے۔ (۳) دھاتوں میں مناظری خواص بھی پائے جاتے ہیں۔ ان میں مخصوص دھاتی چمک ہوتی ہے۔ ادھاتوں میں صرف

آیوڈین میں دھاتی چمک پائی جاتی ہے۔ (۴) دھاتیں برقی رو کا ایصال کرتی ہیں۔ تمام دھاتوں میں چاندی کی موصلیت سب سے اعلیٰ ہوتی ہے۔ ادھاتوں میں گریفائیٹ (قلمی سلیکان برق کے لئے موصل ہوتے ہیں۔ (۵) دھاتوں میں بعض جبلی خواص (مثلاً تمدد، تورق اور سختی) پائے جاتے ہیں۔ ان کو پتروں یا اوراق میں تبدیل کرنا یا ان سے تار کھینچنا نہایت آسان ہے۔ دھاتوں کی آمیزش سے جو بھرتیں بنتی ہیں ان میں بھی اعلیٰ جبلی خواص پائے جاتے ہیں۔ برخلاف اس کے ادھاتیں پھوٹک ہوتی ہیں۔ ان میں تمدد و تورق کی خاصیت نہیں ہوتی۔

یہ بات قابل یادداشت ہے کہ جو دھاتیں طبیعی و جبلی خواص کے اعتبار سے اعلیٰ ہوتی ہیں (مثلاً سونا، چاندی وغیرہ) وہ کیمیائی عاملیت کے لحاظ سے کمزور ہوتی ہیں لیکن جن کے طبیعی خواص نمایاں طور پر دھاتی نہیں ہوتے (مثلاً پوٹاسیم، سوڈیم وغیرہ) وہ قوی تر عامل دھاتیں ہوتی ہیں۔

تکڑیاں - خاندان اور تشابیے

ڈوبرائنر (Döbereiner) نے مشابہ عناصر کی تکڑیوں کے وجود کا انکشاف کیا۔ ہر تکڑی میں مرکزی عنصر کا وزن جوہر دیگر دو عناصر کا اوسط ہوتا ہے۔ چنانچہ (تقریبی اوزان جوہر کے لحاظ سے):—

(۱) کلورین = ۳۵٫۵، برومین = ۸۰، آیوڈین = ۱۲۷، کلورین و آیوڈین کا اوسط = ۸۱

(۲) کیلسیم = ۴۰، اسٹرانشیم = ۸۸، بیریم = ۱۳۷، کیلسیم و بیریم کا اوسط = ۸۸٫۵

ہر تکڑی میں مرکزی عنصر کے طبیعی و کیمیائی خواص بھی دیگر دو عناصر کے بین بین ہوتے ہیں۔

ڈوماس (Dumas) نے عناصر کی تکڑیوں میں دیگر عناصر کا اضافہ کر کے ان کے طبیعی سلسلے یا خاندان بنائے۔ چنانچہ فلورین، کلورین، برومین و

آئیوڈین کے ساتھ لونجنوں کا خاندان بناتی ہے۔ نیز میگنیشیم، کیلسیم، اسٹرانشیم و بیریم کے ساتھ ایک خاندان بناتی ہے۔ (۱) لونجنوں کا خاندان = فلورین، کلورین، برومین، آئیوڈین۔ (۲) قلوی ارضی دھاتوں کا خاندان = میگنیشیم، کیلسیم، اسٹرانشیم، بیریم۔ اسی طرح عناصر کے بعض اور خاندان وجود پذیر ہیں۔ ہر خاندان کے عناصر کے خواص میں بڑی مشابہت پائی جاتی ہے تاہم ایک رکن سے دوسرے رکن پر وزن جوہر کا یکساں اضافہ نہیں ہوتا۔

نیولینڈز (۱۸۶۵) نے معلوم کیا کہ عناصر کو ان کے اوزان جوہر (یعنی بڑھتے ہوئے اوزان) کی ترتیب میں رکھا جائے تو ایک خاندان کے عناصر موسیقی کی راگنی کی طرح باقاعدہ وقفوں کے بعد واقع ہوتے ہیں۔ چنانچہ آٹھواں عنصر پہلے عنصر کے مشابہ ہوتا ہے نونواں عنصر دوسرے عنصر کے۔ وعلیٰ ہذا۔ اس کو کلیۂ ثمانیہ (Law of Octaves) کہا جاتا ہے۔ یہ اصول ابتدائی سولہ عناصر کی صورت میں کامیاب ثابت ہوا۔ لیکن اس کے بعد اس کا اطلاق نہ ہو سکا۔

Li - Be - B - C - N - O - F - Na - Mg - Al - Si - P - S - Cl - K - Ca

عناصر کے ادوار ۱۸۶۹ء میں روسی کیمیا دان مینڈلیف (Mendeleef) نے کلیۂ دوری پیش کیا۔ "عناصر کو ان کے اوزان جوہر کے اعتبار سے ترتیب دیا جائے تو ان کے طبیعی و کیمیائی خواص میں دوریت پائی جاتی ہے۔" یعنی وزن جوہر کی ترتیب میں ایک عنصر کے بعد چند عناصر گزر جانے پر ایک ایسا عنصر آتا ہے جو خواص میں پہلے عنصر سے مشابہت رکھتا ہے۔ ایک عنصر سے اس کے مشابہ عنصر تک پہونچنے میں جتنے عناصر

Numbers preceding the Symbols of Elements represent Atomic Numbers, those following are Atomic Weights (1936).

V a.	V b.	VI a.	VI b.	VII a.	VII b.	VIII a.	VIII b. (Zero)
							2. He = 4.0
	7. N = 14		8. O = 16		9. F = 19		10. Ne = 20.2
	15. P = 31		16. S = 32		17. Cl = 35.46		18. A = 39.9
23. V = 51		24. Cr = 52		25. Mn = 54.9		26. Fe = 55.8 27. Co = 58.9 28. Ni = 58.7	
	33. As = 74.9		34. Se = 79		35. Br = 79.9		36. Kr = 83.7
41. Nb = 92.9		42. Mo = 96		43. Ma		44. Ru = 101.7 45. Rh = 102.9 46. Pd = 106.7	
	51. Sb = 121.8		52. Te = 127.6		53. I = 126.9		54. Xe = 131.3
73. Ta = 180.9		74. W = 184		75. Re = 186.3		76. Os = 191.5 77. Ir = 193.1 78. Pt = 195.2	
	83. Bi = 209		84. Po = 210		85		86. Rn = 222
91. Pa = 231		92. U = 238.1					

Periodic Table of Elements.

Groups	I a.	I b.	II a.	II b.	III a.	III b.	IV a.	IV b.
Short Period (1)	1. H= 1.008							
" (2)	3. Li= 6.9		4. Be= 9			5. B= 10.8		6. C= 12
" (3)	11. Na= 23		12. Mg =24.3			13. Al =27		14. Si =28
Long Period (1)	19. K= 39.1		20. Ca =40		21. Sc =45.1		22. Ti =47.9	
		29. Cu =63.6		30. Zn =65.4		31. Ga =69.7		32. Ge =72.6
" (2)	37. Rb =85.4		38. Sr =87.6		39. Y= 88.9		40. Zr =91.2	
		47. Ag =107.88		48. Cd =112.4		49. In =114.8		50. Sn =118.7
" (3)	55. Cs =132.9		56. Ba =137.4		57–71 Rare Earth metals		72. Hf =178.6	
		79. Au =197.2		80. Hg =200.6		81. Tl =204.4		82. Pb =207.2
" (4) Incomplete.	87.		88. Ra =226		89. Ac		90. Th =232.1	

بیچ میں واقع ہوتے ہیں ان کو دور کہتے ہیں۔ ہائیڈروجن سے شروع کرکے تمام عناصر کو چند ادوار میں تقسیم کیا جا سکتا ہے۔ اس طرح **عناصر کی دوری جدول** بنتی ہے (دیکھو صفحات ۲۹۴ و ۲۹۵ - یہ جدول مینڈلیف کی جدول پر مبنی ہے۔ اس میں اوزان جواہر کی حالیہ قیمتیں دی گئی ہیں۔ غیر عامل گیسیں تابکار عناصر وغیرہ بھی مندرج ہیں اور یہ مینڈلیف کے زمانہ میں معلوم نہ تھے)۔ تمام ادوار میں عناصر کی مساوی تعداد نہیں ہوتی۔ ابتدائی تین دور مختصر ہیں اور بعد کے چار دور طویل ہیں۔ ان میں عناصر کی تعداد حسب ذیل ہوتی ہے۔

(۱) پہلا مختصر دور - (ہائیڈروجن و ہیلیم) - صرف ۲ عناصر
(۲) دوسرا مختصر دور - (لیتھیم سے نیان تک) - کل ۸ عناصر
(۳) تیسرا مختصر دور - (سوڈیم سے آرگان تک) - کل ۸ عناصر
(۴) پہلا طویل دور - (پوٹاسیم سے کرپٹان تک) - کل ۱۸ عناصر
(۵) دوسرا طویل دور - (ربیڈیم سے زینان تک) - کل ۱۸ عناصر
(۶) تیسرا طویل دور - (سیزیم سے ریڈان تک) - کل ۱۸ عناصر
(۷) چوتھا طویل دور - نامکمل ہے۔ صرف ۶ عناصر وجود پذیر ہیں۔

تیسرے طویل دور میں ایک عنصر (۸۵) اور چوتھے طویل دور میں ایک عنصر (۸۷) دریافت طلب ہیں۔ اس طرح ہائیڈروجن سے یورانیم تک عناصر کی ممکنہ تعداد ۹۲ ہوتی ہے۔

گروہ و خاندان عناصر کی دوری ترتیب میں مشابہ عناصر جدول کے ایک کالم میں داخل ہوتے ہیں جس سے عناصر کا ایک گروہ بنتا ہے۔ لیتھیم و سوڈیم کے ادوار اس طرح سات گروہوں میں تقسیم ہو جاتے ہیں۔ سہولت کے مدنظر ادوار طویل کی صورت میں بھی اسی

گروہ واری تقسیم کی پابندی کی جاتی ہے۔ اور یہ طویل دور کو دو سلسلوں میں ترتیب دیا جاتا ہے۔ ان دونوں سلسلوں کے ارکان عام طور پر خواص میں ایک دوسرے سے مختلف ہوتے ہیں۔ اس طرح ہر گروہ میں خاندان الف اور خاندان ب کا امتیاز پیدا ہوتا ہے۔ ادوار طویل میں پوٹاسیم کے سلسلے (۴) کے عناصر خاندان الف اور تانبے کے سلسلے (۵) کے عناصر خاندان ب بناتے ہیں۔ اس کے بعد متبادل طور پر خاندان الف اور خاندان ب کے ارکان واقع ہوتے ہیں۔ پس ادوار مختصر کے بعد طاق سلسلہ پر آنے والے عناصر خاندان ب سے اور جفت سلسلہ کے عناصر خاندان الف سے تعلق رکھتے ہیں۔

صنف نما، مروری و غیر عامل عناصر | جدول میں پہلے دور (یعنی ہائیڈروجن و ہیلیم) کی حیثیت استثنائی ہے۔ لیتھیم و سوڈیم کے ادوار کے عناصر صنف نما کہلاتے ہیں۔ یہ خاندان الف و ب سے تقریباً یکساں تعلق رکھتے ہیں۔ لیکن ان کو خواص کے لحاظ سے خاندان الف یا ب میں شامل کر لیا جاتا ہے۔

ادوار طویل میں خاندان الف اور ب کے سلسلوں کے مابین عناصر کی ایک ایک تکڑی گروہ ہشتم میں رکھی جاتی ہے۔ ان کو مروری عناصر کہتے ہیں۔ مثلاً (۱) لوہا، کوبلٹ، نکل (۲) روتھینیم، رہوڈیم، پلاڈیم (۳) آسمیم، ایریڈیم، پلاٹینم۔ گروہ سوم میں (تیسرے طویل دور میں بیریم و ہافنیم کے درمیان) لنتھنم و لیوٹیشیم کے مابین پندرہ عناصر ایک خانہ میں رکھے جاتے ہیں۔ ان کو نادر ارضوں کی دھاتیں کہا جاتا ہے۔ دوری جدول میں یہی چار مثالیں ایسی ہیں جہاں ایک خانے میں ایک سے زیادہ عناصر رکھے جاتے ہیں۔

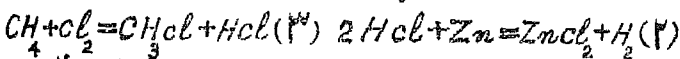
غیر عامل گیسیں ... طاقتور منفی برقی عناصر (لونجنوں) اور طاقتور مثبت برقی

عناصر (قلوی دہاتوں) کے مابین واقع ہوتی ہیں۔ ان کو بالعموم ہر دور کے ختم پر گروہ ہشتم (ب) میں رکھا جاتا ہے۔ لیکن چونکہ ان کی گرفت صفر ہوتی ہے۔ اس لئے بعض کیمیادان ان کو جدول کے شروع میں ایک علیحدہ گروہ (گروہ صفر) میں رکھتے ہیں۔

ہائیڈروجن کا مقام | ہائیڈروجن کے طبیعی خواص ادہاتی ہوتے ہیں لیکن اس کے کیمیائی خواص ایک حد تک دہاتی اور ایک حد تک ادہاتی ہیں۔ یہ اک گرفتا مثبت اصلیہ (مثلاً پوٹاسیم) اور مثبت رواں کے طور پر عمل کرتی ہے اور بعض دہاتیں اسے ترشوں سے ہٹاتی ہیں۔ بعض وقت ہائیڈروجن اک گرفتا منفی اصلیہ (مثلاً کلورین) کے طور پر بھی عمل کرتی ہے اور کلورین اسے نامیاتی مرکبات سے ہٹاتے ہیں۔ امور بالا کی توضیح حسب ذیل مساواتوں سے ہوتی ہے:-

$$Hcl \rightleftharpoons H^+ + cl^- \quad (۱)$$

$$2Hcl + Zn = Zncl_2 + H_2 \quad (۲)$$

$$CH_4 + cl_2 = CH_3cl + Hcl \quad (۳)$$

ان امور کی بناء پر ابتداءً اسے بعض وقت گروہ اول میں اور بعض وقت گروہ ہفتم میں جگہ دی جاتی تھی یا بعض وقت اسے دوری جدول سے نظر انداز کر دیا جاتا تھا۔

حالیہ تحقیقات سے یہ امر طے شدہ ہے کہ ہائیڈروجن ہیلیم کے ساتھ دوری جدول کا پہلا دور بناتی ہے۔ اس کا صحیح مقام گروہ اول ہے۔ نیز ہائیڈروجن و ہیلیم کے مابین (یعنی ۱ تا ۴ وزن جوہر کے) اور ہائیڈروجن سے پہلے (یعنی ایک سے کم تر وزن جوہر کے) عناصر ناممکن الوجود ہیں۔

دوری جدول کی خصوصیات | (ا) برقی کیمیائی عاملیت:-

دوری جدول میں ہر گروہ و خاندان کے مخصوص خواص ہوتے ہیں۔ ہر خاندان کے مختلف الراکین میں خواص کی یکسانیت کے ساتھ خواص کا تدریج بھی پایا جاتا ہے۔

چنانچہ وزن جوہر کے اضافہ سے دھاتی سیرت میں ترقی ہوتی ہے۔ مثلاً قلوی دھاتوں میں سیزیم سب سے زیادہ طاقتور دھات ہے اور لوجنوں میں آئیوڈین سب سے کم دھاتی ہوتی ہے۔ بعض صورتوں میں (گروہ اول ب اور گروہ دوم ب) اس اصول سے انحراف ہوتا ہے۔ ہر گروہ میں خاندان ب خاندان ا سے کم تر شبیت بدقی ہوتا ہے۔ مثلاً تانبا، چاندی و سونا کمزور اور سوڈیم، پوٹاسیم طاقتور دھاتیں ہیں۔

اگر عناصر کے متوازی سلسلے پر غور کیا جائے تو وزن جوہر کی بیشی سے دھاتی خاصیت گھٹتی ہے اور دھاتی سیرت میں ترقی ہوتی ہے۔ چنانچہ سوڈیم طاقتور دھات ہے۔ لیکن اس کے سلسلہ کا آخری رکن کلورین طاقتور ادھات ہے۔ اس سلسلہ کے عناصر کے آکسائیڈز کے مطالعہ سے یہ امر بخوبی واضح ہو جاتا ہے۔

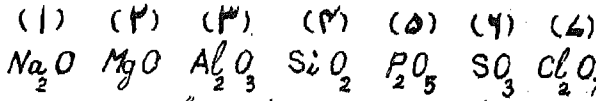
(۱)	(۲)	(۳)	(۴)	(۵)	(۶)	(۷)
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
طاقتور اساسی	اساسی	دورخہ	کمزور ترشئی	طاقتور ترشئی	تیز ترشئی	نہایت طاقتور ترشئی

اس نقطۂ نظر سے فلورین تمام عناصر میں سب سے زیادہ طاقتور ادھات ہے۔ نیز جدول کے دیکھنے سے واضح ہے کہ منفی برقی عناصر جدول کے بالائی راست حصے (مروری عناصر کو نظر انداز کرتے ہوئے) میں واقع ہیں۔

(ب) گرفت :- دوری جدول سے عناصر کی گرفتوں میں بھی ایک تدریج پایا جاتا ہے۔ ہائیڈروجن کے مقابلہ میں گرفت گروہ اول سے گروہ چہارم تک بڑھتی ہے اور گروہ چہارم سے گھٹ کر گروہ ہفتم پر پھر اکائی کی قیمت اختیار کر لیتی ہے۔ مثلاً

(۱)	(۲)	(۳)	(۴)	(۵)	(۶)	(۷)
NaH	CaH_2	BH_3	CH_4	NH_3	H_2O	HCl

آکسیجن کے لئے اعظم گرفت گروہ اول سے گروہ ہفتم تک مسلسل بڑھتی ہے مثلاً

(۱)	(۲)	(۳)	(۴)	(۵)	(۶)	(۷)
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7

گروہ ہشتم میں بعض دھاتیں ہشت گرفتا آکسائیڈز بناتی ہیں مثلاً OsO_4 - غیر عامل گیسوں کی گرفت صفر ہوتی ہے۔

گرفت کی باقاعدگی مختصر ادوار میں زیادہ نمایاں ہوتی ہے۔ طویل ادوار کے عناصر بالعموم ۲، ۳ یا ۴ کی یکساں گرفتوں کا اظہار کرتے ہیں۔

(ج) **طبیعی خواص** - عناصر کے طبیعی خواص مثلاً جوہری حرارت (پیشنیوں) نقاط اماعت، نقاط جوش، برقی و حرارتی موصلیت، آکسائیڈز و کلورائیڈز کی حرارت تکوین وغیرہ میں دوریت پائی جاتی ہے۔ لوتھرمائر (۱۸۶۹) نے حجم جوہر کو وزن جوہر کے بالمقابل ترسیم کر کے ایک ترسیم حاصل کی جو چند ادوار پر مشتمل ہوتی ہے۔ مشابہ عناصر ترسیم کے مشابہ مقامات پر واقع ہوتے ہیں۔ لوتھرمائر نے یہ بھی بتایا کہ (ہائیڈروجن کو چھوڑ کر) خواص کی مشابہت ابتداءً وزن جوہر میں ۱۶ اکائیوں کے اضافہ کے بعد پھر ۴۶ و ۸۸ اکائیوں کے اضافہ کے بعد نمایاں ہوتی ہے۔ مثلاً قلوی دھاتوں میں لیتھیم = ۷، سوڈیم = ۲۳، پوٹاسیم = ۳۹، ربیڈیم = ۸۵، سیزیم = ۱۳۳ ہیں۔

دوری جدول کے فواید

عناصر کی کامیاب جماعت بندی کی حیثیت سے دوری جدول نہایت اہم ہے۔ اس سے عناصر کا مطالعہ آسان و دلچسپ ہوتا ہے۔ علاوہ ازیں ابتدا میں دوری جدول سے اوزان جوہر کی تصحیح اور نئے عناصر کے انکشاف میں بھی مدد ملی۔

(ا) **اوزان جوہر کی تصحیح** - مینڈلیف نے عنصر کے وزن جوہر کی صحت کا

یہ معیار مقرر کیا کہ اس اعتبار سے اس کو جدول میں جو جگہ حاصل ہو وہ اس عنصر کے خواص کے لحاظ سے صحیح ہو۔ کسی عنصر کے خواص کے مطالعہ سے نہ صرف جدول میں اس کے مقام کی تعیین ہوتی ہے بلکہ اس کا وزن جوہر بھی معین ہو جاتا ہے۔

مینڈلیف کے زمانہ میں چند عناصر ایسے تھے جن کا وزن جوہر صحیح تسلیم کر لیا جاتا تو وہ دوری جدول میں اس مقام پر نہ آتے جہاں ان کو خواص کے اعتبار سے آنا چاہیے تھا۔ چنانچہ انڈیم کا وزن معادل ۳۸٫۶۱ تھا اور اس کا وزن جوہر ۷۶٫۶۲ سمجھا جاتا تھا۔ اس لحاظ سے اس کو آرسینک (۷۵) اور سلینیم (۷۹) کے مابین جگہ ملنی چاہیے۔ مگر یہاں کوئی جگہ خالی نہ تھی۔ مینڈلیف نے دیکھا کہ انڈیم اپنے خواص میں گروہ سوم کے عناصر کے مشابہ ہے اس لیے اس نے اس کو سہ گرفتا قرار دیکر اس کا وزن جوہر ۱۱۴٫۶۳ مقرر کیا۔ جس سے اس کو کیڈمیم (۱۱۲) اور قلعی (۱۱۸) کے مابین گروہ سوم میں جگہ مل گئی۔ بعد کی تحقیقات سے معلوم ہوا کہ انڈیم کی حرارت نوعی ۰٫۰۵۵ ہے جس سے اس کا وزن جوہر ۱۱۴٫۶۲ حاصل ہوتا ہے۔ بیریلیم، یورانیم وغیرہ کے صحیح اوزان جوہر اسی طرح مقرر کیے گئے۔

(ب) نئے عناصر کا انکشاف۔ مینڈلیف نے جب دوری جدول تیار کی تو خواص کے اعتبار سے ترتیب دینے میں بعض خانوں کو خالی چھوڑنا پڑا۔ کیلسیم کے بعد ٹیٹانیم معلوم تھی۔ اگر اسے کیلسیم کے بعد رکھا جاتا تو وہ گروہ سوم میں داخل ہو جاتی لیکن اس کے خواص گروہ سوم سے بالکل مختلف تھے۔ پس گروہ سوم میں (کیلسیم و ٹیٹانیم کے مابین) ایک جگہ خالی چھوڑ دی گئی۔ جدول کے ابتدائی حصہ میں اور دو مقامات خالی چھوڑے گئے۔ مینڈلیف نے ان تین عناصر کو Eka-Boron، Eka-Aluminium اور Eka-Silicon سے موسوم کیا اور

ان کے اوزان جوہر و خواص کی پیشنگوئی کی۔ بعد کی تحقیقات سے جب ان عناصر کا انکشاف ہوا تو ان عناصر کے اوزان جوہر و خواص ان پیشنگوئیوں کے مطابق پائے گئے۔

(۱) Eka-B وزن جوہر ۴۴ - اسکانڈیم = ۴۴۶۱

(۲) Eka-Al وزن جوہر ۶۸ - گیلیم = ۶۹۶۹

(۳) Eka-Si وزن جوہر ۷۲ - جرمانیم = ۷۲۶۵

اس طرح مختلف اوقات میں نامعلوم عناصر کا انکشاف اور اضافہ ممکن ہو گیا۔ چنانچہ ریمزے نے جدول میں غیر عامل گیسوں کے گروہ کا اضافہ کیا۔ دیگر محققین نے نایکار عناصر دریافت کر کے جدول میں خالی مقامات کو پُر کیا۔ دوری جدول میں فی الحال صرف دو عناصر دریافت طلب ہیں اور عناصر کی تعداد میں مزید اضافہ ممکن نہیں۔

جوہری اعداد کے لحاظ سے جماعت بندی جب عناصر کو ان کے اوزان جوہری کی ترتیب میں رکھا جاتا ہے تو بعض بے قاعدگیاں رونما ہوتی ہیں۔ چنانچہ خواص کے لحاظ سے کوبلٹ (۵۸۶۹) کو نکل (۵۸۶۷) سے پہلے ہونا چاہئے کیونکہ کوبلٹ لوہے سے اور نکل تانبے سے زیادہ مشابہت رکھتی ہے اور خواص کے اعتبار سے ان کی صحیح ترتیب یہ ہے:- لوہا، کوبلٹ، نکل، تانبا۔ اسی طرح ٹیلوریم (۱۲۷۶۶) گندک کے خاندان کا رکن ہے اور آیوڈین (۱۲۶۶۹) لونجنی خاندان سے تعلق رکھتی ہے نیز دوری جدول میں آرگان (۳۹۶۹) پوٹاسیم (۳۹۶۱) کے بعد اور پروٹو ایکٹینیم (۲۳۱) تھوریم (۲۳۲۶۱) کے بعد رکھی جاتی ہے۔ متذکرہ مثالوں کو کلیۂ دوری کی مستثنیات یا دوری جدول کے نقائص سمجھا جاسکتا ہے۔

یہ بے قاعدگیاں اسوقت دور ہو جاتی ہیں جب عناصر کو ان کے جوہری اعداد

(۱۶ تا ۱) کی ترتیب میں رکھا جاتا ہے ۔ جوہری عدد سے عنصر کے مرکزہ کا بار یا مرکزہ کے اطراف گردش کرتے والے برق پاروں کی تعداد ظاہر ہوتی ہے ۔ چونکہ عناصر مثبت و منفی برقی ذرات پر مشتمل ہوتے ہیں اس لئے ان کے خواص زیادہ تر جوہری عدد پر منحصر ہوتے ہیں ۔ اس کے مقابلہ میں وزن جوہر ثانوی حیثیت رکھتا ہے ۔ مینڈیلیف کی جماعت بندی کی کامیابی اس حسن اتفاق میں مضمر تھی کہ اوزان جوہر جوہری اعداد کے اضافہ سے بڑھتے ہیں اور صرف چند صورتوں میں اس اصول سے انحراف ہوتا ہے ۔

خلاصہ

عناصر کے دو مشہور انواع دھات و ادھات ہیں ۔ ان کے طبیعی و کیمیائی خواص میں بین فرق ہوتا ہے ۔

کلیۂ دوری کی رو سے عناصر کے خواص وزن جوہر کے دوری تفاعل ہوتے ہیں ۔ دوری جدول میں عناصر کو چند ادوار اور گروہوں میں تقسیم کیا جاتا ہے ۔ اس جدول کی خصوصیات یہ ہیں :- (۱) ایک سلسلہ میں وزن جوہر کے اضافہ سے منفی برقی (یا ادھاتی) خاصیت بڑھتی ہے اور ایک خاندان میں وزن جوہر کے اضافہ سے مثبت برقی (یا دھاتی) سیرت میں ترقی ہوتی ہے ۔ (۲) گرفتوں میں بھی تدریج پایا جاتا ہے ۔ آکسیجن کے لئے اعظم گرفت گروہ اول سے گروہ ہفتم تک بڑھتی ہے ۔ (۳) عناصر کے اکثر طبیعی خواص میں بھی دوریت پائی جاتی ہے ۔

دوری جدول سے اوزان جوہر کی تصحیح اور نا معلوم عناصر کے انکشاف میں مدد لی گئی ۔ دوری جدول سے عناصر اور ان کے مرکبات کا مطالعہ دلچسپ و آسان ہو گیا ۔

حالیہ تحقیقات سے عناصر کے متعلق جوہری عدد کا تخیل پیدا ہوا۔ عناصر کے تمام خواص اسی پر منحصر ہوتے ہیں۔ اوزان جوہر کی ترتیب سے دوری جدول میں جو نقائص رہتے ہیں وہ جوہری اعداد کی ترتیب سے دور ہو جاتے ہیں۔

سوالات

(۱) (ا) دہات و ادہات میں تم کیونکر امتیاز کرو گے؟

(ب) مندرجۂ ذیل کی مثالیں دو۔ (۱) ایسی دہات جو معمولی تپشوں پر مائع ہو۔ (۲) ایسی ادہات جو معمولی تپشوں پر مائع ہو۔ (۳) ایسی دہات جس کا آکسائیڈ ترشئی ہو۔ (۴) ایسی ادہات جو حرارت و برق کے لئے عمدہ موصل ہو۔

(۲) ہرتی کیمیائی فہرست سے کیا مراد ہے؟

(۳) عناصر کے دہاتی و ادہاتی خواص مختصراً بیان کرو۔ ترشئی آکسائیڈ و اساسی آکسائیڈ میں کیا فرق ہوتا ہے؟

(۴) مرکبات کی قیام پذیری اور ہٹاؤ کے تعاملات سے عناصر کی عاملیتوں کا کیونکر مقابلہ کیا جاتا ہے؟

(۵) ذیل پر مختصر نوٹ لکھو:۔ (ا) تکڑی۔ (ب) خاندان۔ (ج) کلیۂ ثمانیہ۔

(۶) کلیۂ دوری بیان کرو۔ اس کی توضیح مثالوں سے کرو۔

(۷) دوری جدول کی ترتیب پر مختصر مضمون لکھو۔

(۸) حسب ذیل پر نوٹ لکھو:۔ (۱) منصف نما عناصر۔ (۲) مروری عناصر۔

(۳) خاندان ڈ و ب - (۴) ہائیڈروجن کا جدول میں مقام - (۵) غیر عامل گیسوں کا دوری جدول میں مقام -

(۹) دوری جدول سے عملاً کیونکر فائدہ اٹھایا جاتا ہے ؟

(۱۰) عدد جوہر سے کیا مراد ہے ؟ اس سے دوری جدول کے نقایص کیونکر دور ہوئے ؟

فصل (۱۵)

جوہر کی ساخت

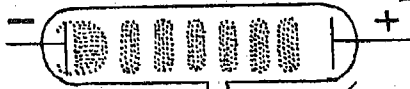
اکثر کیمیا دانوں کا خیال تھا کہ اگر مادہ و برق کے باہمی تعلق کی چھان بین کی جائے تو نہ صرف مادہ کی ماہیت پر روشنی پڑیگی بلکہ کیمیائی ترکیب و گرفت کے اسباب زیادہ واضح ہو جائینگے - حالیہ تحقیقات سے یہ خیال صحیح ثابت ہوا فصل ہذا میں ہم ان تحقیقات و انکشافات کا مختصر خاکہ پیش کرینگے -

برق کا جوہر | برق کے متعلق ابتدا میں یہ خیال تھا کہ یہ ایک سیال شئے ہے - بعد ازاں یہ سمجھا جانے لگا کہ یہ دو قسم کے (یعنی مثبت و منفی) سیالوں پر مشتمل ہوتی ہے - نیز یہ بھی خیال تھا کہ برق مسلسل ساخت رکھتی ہے - لیکن فیراڈے کے کلیات سے برق کی غیر مسلسل ساخت کی شہادت ملتی ہے - ان کلیات سے معلوم ہوتا ہے کہ جب ایک مادی جوہر برق پاشیدگی میں رواں کے طور پر عمل کرتا ہے تو اس پر برق کا ایک مستقل بار ہوتا ہے جس طرح برق پاشیدہ جواہر (بار وانوں) میں بٹ جاتا ہے اسی طرح یہ قرین قیاس ہے کہ برق بھی جوہروں میں تقسیم ہو جاتی ہے اور مادہ کا ہر جوہر برق کے ایک، دو یا زیادہ جوہروں کا حامل ہوتا ہے - چنانچہ اک گرفتا جوہر پر ۹۶۵۰۰ کولاں کا بار ہوتا ہے - دو گرفتا جوہر پر اس سے دو گنا بار ہوتا ہے - برق پاشیدگی کے مطالعہ سے عیاں ہے کہ ۹۶۵۰۰ کولاں سے

کم تر بار یا اس کا کوئی جز کسی رواں پر نہیں پایا جاتا۔

برق کے جوہر کو جانسٹن اسٹونی (Johnstone Stoney) نے الکٹران (برق پارہ یا برقیہ) سے موسوم کیا۔ ۹۶۵۰۰ کولاں برق کی وہ مقدار ہے جو اک گرفتا عنصر کے 'گرام جوہر' پر پائی جاتی ہے۔ اب چونکہ ہر عنصر کے گرام جوہر میں $۶٫۰۶ \times ۱۰^{۲۳}$ جواہر موجود رہتے ہیں اس لئے اک گرفتا عنصر (مثلاً ہائیڈروجن یا کلورین) کے ہر جوہر پر $\frac{۹۶۵۰۰}{۶٫۰۶ \times ۱۰^{۲۳}} = ۱٫۵۹ \times ۱۰^{-۱۹}$ کولاں کا برقی بار ہوتا ہے۔ یہی عدد برق پارہ کے بار کو ظاہر کرتا ہے۔ برق پارہ کی اصطلاح اب منفی برق کے جوہر کے لئے مختص ہے۔ اس کو آزاد حالت میں حاصل کیا گیا ہے۔ مثبت برق کا جوہر (یا پروٹان) زیادہ مادی ہوتا ہے اور اس کو مادہ سے جدا کرنا مشکل ہے۔

آزاد برق پارہ معمولی حالات میں گیسیں برق کا ایصال نہیں کرتیں لیکن برقی رو کا تناؤ نہایت زیادہ ہو تو گیس کی غیر موصلیت دور ہو جاتی ہے۔ اور اس میں شرارہ گزرتا ہے۔ جب گیس کا دباؤ پست ہو تو برقی شرارہ زیادہ آسانی سے گزرتا ہے۔

برقی مورچہ کو امالی لچھے سے جوڑنے پر اعلیٰ تناؤ کی رو حاصل ہوتی ہے جس کا قوہ دس ہزار

− +

کیتھوڈ شعاع

شکل ۴۳

وولٹ سے زیادہ ہوتا ہے۔ شیشہ کی نلی میں (جس میں دھاتی پر فیرے لگے ہوئے ہوں) گیس کو بھر کر خلائی پمپ کا عمل کروانے پر گیس نلی سے خارج ہوتی ہے اور اس کا دباؤ پست ہو جاتا ہے۔ جب گیس کا دباؤ $\frac{۱}{۱۰۰}$ ملی میٹر یا اس سے کم ہو تو نلی کو مہر بند کر دیتے ہیں۔ اس طرح تیار کی ہوئی نلی خلائی نلی کہلاتی ہے (شکل ۴۳)۔

خلائی نلی میں برقی شرارے گزارنے پر کیتھوڈ (منفی برقیرہ) سے ایک قسم کی روشنی نکلتی ہے۔ یہ خط مستقیم میں حرکت کرتی ہے اور اس کے راستہ میں ٹھوس شئے رکھی جائے تو اس کا سایہ پڑتا ہے۔ اس روشنی کو کیتھوڈ شعاع کہتے ہیں۔ یہ غیر مرئی ہوتی ہے اور مادی اجسام سے ٹکرا کر ان میں تنوہر پیدا کرتی ہے چنانچہ معمولی شیشہ میں سبز تنوہر ظاہر ہوتا ہے۔

کیتھوڈ شعاع کے مطالعہ سے بعض دلچسپ امور کا پتہ چلتا ہے یہ صحیح معنوں میں 'شعاع' نہیں بلکہ ذرات پر مشتمل ہوتی ہے۔ ہر ذرہ کی خاص کمیت اور برقی بار ہوتا ہے۔ کیتھوڈ شعاع مقناطیسی میدان کے عمل سے منحرف ہوتی ہیں اور برق نما کو برقی طور پر بار دار کرتی ہیں جس سے ظاہر ہے کہ ان پر منفی برقی بار ہوتا ہے۔ یہ شعاعیں مادی اجسام سے ٹکرا کر لاشعاعوں میں تبدیل ہوتی ہیں جن کا انکشاف رونٹگن (Röntgen) نے کیا تھا۔ [لاشعاع کے آلہ میں کیتھوڈ کے بالمقابل دھاتی ٹکڑا رکھا جاتا ہے جسے Anti-Cathode کہتے ہیں۔ کیتھوڈ شعاع اس سے ٹکرا کر لاشعاع میں تبدیل ہوتی ہیں]۔ لاشعاعیں معمولی نور کے قسم کی ہوتی ہیں البتہ یہ غیر مرئی ہوتی ہیں اور ان کا طول موج نہایت چھوٹا ہوتا ہے۔

کیتھوڈ شعاع کی رفتار تیس تا ساٹھ ہزار کیلو میٹر فی ثانیہ ہوتی ہے اور ان کے ہر ذرہ پر 1.59×10^{-19} کولاں کا برقی بار ہوتا ہے۔ فیراڈے کے کلیات سے 'برق پارہ' کا یہی بار ہوتا ہے اور یہ نتیجہ نکلتا ہے کہ کیتھوڈ شعاع فی الحقیقت تیز رفتار سے حرکت کرنیوالے برق پاروں پر مشتمل ہوتی ہیں۔

سر جے۔ جے۔ ٹامسن (Sir J.J. Thompson) نے اپنے تجربات سے

نتیجہ نکالا کہ کیتھوڈ ذرہ کا برقی بار ہائیڈروجن رواں کے برابر ہوتا ہے۔ لیکن اس کی علامت مختلف ہوتی ہے اور اس کی کمیت ہائیڈروجن کی $\frac{1}{1850}$ ہوتی ہے۔ ملیکان (Millikan) نے کیتھوڈ ذرہ کی کمیت براہ راست پیمائش کرکے اس کا ثبوت دیا۔

خلا دار نلیوں میں تجربات سے واضح ہے کہ نلی میں خواہ کوئی گیس استعمال کی جائے اور کیتھوڈ کسی قسم کی دہات کا ہو ہمیشہ ایک ہی قسم کے برق پارے خارج ہوتے ہیں اور ان کا برقی بار و کمیت یکساں ہوتی ہے۔

مادہ کی برقی ساخت ان تحقیقات سے یقینی طور پر معلوم ہوگیا کہ مادی جوہر ناقابل تقسیم نہیں۔ اب چونکہ برق پارے کی کمیت سب سے ہلکے جوہر (ہائیڈروجن) کا تقریباً دو ہزارواں حصہ ہوتی ہے اور ہر قسم کے مادی اجسام سے ایک ہی قسم کے برق پارے خارج ہوتے ہیں اسلئے یہ قرین قیاس ہے کہ تمام مادی جواہران ہی برقپاروں پر مشتمل ہوتے ہیں۔

دو برق پاروں (یا منفی برقائے اجسام) کو قریب لانے پر یہ بڑی قوت سے ایک دوسرے کو دفع کرتے ہیں۔ لیکن عام مادی اشیاء کا یہ برتاؤ نہیں ہوتا اور یہ "تعدیلی" ہوتے ہیں۔ پس مادہ محض برق پاروں پر مشتمل نہیں ہوتا۔ اس کے ساتھ کوئی اور شئے بھی ہوتی ہے جس میں مثبت برقی خاصیت ہونی چاہئے تاکہ برق پاروں کے منفی بار کی تعدیل ہوسکے۔

تجربات سے مثبت برق کے ذرات کو بھی آزاد حالت میں حاصل کیا گیا۔ اور ان کے خواص کا مطالعہ کیا گیا۔

مثبت شعاع خلائی نلی میں سوراخدار کیتھوڈ (شکل ۳۴) لگا کر

برقی شرارے گزارنے پر کیتھوڈ کے ہر سوراخ سے چمکدار بنفشی روشنی نکلتی ہے۔ اس کو ابتدا میں کینال شعاع (Canal Rays)

مثبت شعاع — | شکل (۴۴)

سے موسوم کیا گیا۔ ان شعاعوں کا اثر شیشہ کی نلی پر ہمیشہ یکساں نہیں ہوتا۔ مثلاً نلی میں ہوا ہو تو اس کی دیواریں زردی مائل تنویر کرتی ہیں۔ ہائیڈروجن گیس سے ہلکا گلابی تنویر نیان گیس سے چمکدار سرخ تنویر پیدا ہوتا ہے۔ یہ شعاع طاقتور مقناطیسی میدان میں انحراف کرتی ہیں اور ان کا انحراف کیتھوڈ شعاع کی مخالف سمت میں ہوتا ہے۔ پس ان پر مثبت برقی بار ہوتا ہے۔

مثبت ذرات برق پارہ کے مقابلہ میں نہایت بھاری ہوتے ہیں لیکن ان کی کمیت ہمیشہ مستقل نہیں ہوتی اور خلائی نلی میں استعمال شدہ گیس کے لحاظ سے بدلتی ہے۔ مختلف عناصر سے مختلف قسم کے مثبت ذرات خارج ہوتے ہیں۔ کسی عنصر کے مثبت ذرہ کی کمیت برق پاشیدگی میں اس کے رواں کی کمیت کے برابر ہوتی ہے۔ اس سے ظاہر ہے کہ مثبت ذرات دراصل مثبت برقائے جواہر یا رواں ہیں۔ اور خلائی نلی میں مادی جواہر سے برق پاروں کے اخراج کے بعد باقی رہتے ہیں۔

پروٹان | آسٹن (Aston) کے تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ مختلف عناصر کے جوہروں سے برق پاروں کی مختلف تعداد خارج ہوتی ہے۔ ہیلیئم کے جوہر سے دو برق پارے خارج ہوتے ہیں اور دو مثبت بار والا ذرہ باقی رہتا ہے۔ ہائیڈروجن کے جوہر سے صرف اکائی مثبت بار کا ذرہ حاصل ہوتا ہے جس کو ردرفرڈ (Rutherford) نے پروٹان (Proton) سے موسوم کیا۔ اس کا برقی بار برق پارہ کے برابر ہوتا ہے

لیکن علامت مختلف ہوتی ہے۔ اس کی کمیت برقی پارہ کا ۱۸۵۰ گنا (یعنی ہائیڈروجن جوہر کے برابر) ہوتی ہے۔ لیکن اس کی جسامت برقی پارہ کے برابر ہوتی ہے۔ اب چونکہ پروٹان سب سے ہلکا مثبت ذرہ ہے اس لئے بہت ممکن ہے کہ دیگر عناصر کے مثبت ذرات دو یا زیادہ پروٹانس پر مشتمل ہوں۔

مندرجۂ بالا بیان سے واضح ہے کہ جوہر ایک پیچیدہ نظام ہے۔ اس کی مزید تصدیق تابکاری کے واقعات سے ہوتی ہے۔

تابکاری بیکرل (Becquerel) نے دیکھا کہ یورانیم کے نمک تاریکی میں خود بخود روشنی خارج کرتے ہیں۔ اس عمل کو اس نے تابکاری (Radio-activity) سے موسوم کیا۔ اس نے یورانیم سے خارج ہونیوالی شعاع کا اس کے مختلف نمکوں سے خارج ہونیوالی شعاع سے مقابلہ کیا اور دیکھا کہ ہر صورت میں عکاسی کی تختی پر یکساں خطوط پائے جاتے ہیں۔ اس سے نتیجہ نکلتا ہے کہ تابکاری **جوہری خاصیت** ہے یعنی اس کا انحصار محض جوہر کی نوعیت پر ہوتا ہے۔ اس کی حالت ترکیب اور طبیعی حالات پر نہیں ہوتا۔

یورانیم کے علاوہ بعض اور عناصر میں تابکاری کی خاصیت پائی جاتی ہے۔ مثلاً تھوریم، ریڈیم، پولونیم، ایکٹینیم وغیرہ۔ ان میں سب سے مشہور ریڈیم ہے جس کا انکشاف موسیو اور مادام کیوری (M.& Mme. Curie) نے کیا۔

تابکار اشیاء سے خارج ہونیوالی روشنی تین قسم کی ہوتی ہے:—

(۱) ع شعاع (یا ع ذرات) مثبت برقائے مادی ذرات پر مشتمل ہوتی ہیں اور مثبت شعاع کے سے خواص رکھتی ہیں۔ لارڈ ردرفرڈ نے تجربات سے ثابت کیا کہ ع ذرہ

دراصل ہیلیم کا برقایا جوہر ہے - چنانچہ اس کی کمیت ۴ اور برقی بار + ۲ ہے - عہ ذرہ مادی اجسام سے ٹکرا کر آخر کار ہیلیم میں تبدیل ہوتا ہے -

(۲) بہ شعاع (یا بہ ذرات) کا وزن اور برقی بار برق پاروں کا سا ہوتا ہے - یہ بڑی رفتار سے خارج ہونیوالے برق پاروں پہ مشتمل ہوتے ہیں -

(۳) جہ شعاع برقی مقناطیسی اہتزازات ہیں اور لاشعاع کے مشابہ ہوتے ہیں لیکن ان کا طول موج لاشعاع سے کم ہوتا ہے -

تابکارانہ تحلیل | تابکارانہ اشعاع کے مطالعہ سے لارڈ رد رفرڈ نے یہ نتیجہ نکالا کہ تابکاری بعض عناصر کی خود بخود تحلیل کا عمل ہے - اس عمل میں ایک عنصر دوسرے عنصر میں تبدیل ہوتا ہے - چنانچہ ریڈیم جس کا وزن جوہر ۲۲۶ ہے اور جس کے خواص بیریم دھات کے سے ہوتے ہیں تابکاری کے عمل میں ایک عہ ذرہ خارج کر کے ایک گیس میں تبدیل ہوتی ہے جو آرگان کی طرح غیر عامل ہوتی ہے اور جس کا وزن جوہر ۲۲۲ ہوتا ہے - اس کو ریڈیم ایمنیشن یا ریڈان کہتے ہیں -

پس ریڈیم کے جوہر کی تابکارانہ تحلیل سے ہیلیم کا ایک جوہر اور ریڈان کا ایک جوہر بنتا ہے :- ریڈیم (۲۲۶) = ریڈان (۲۲۲) + ہیلیم (۴)

ریڈیم ایمنیشن میں بھی تابکاری پائی جاتی ہے اور یہ بھی تحلیل ہو جاتا ہے - اس طرح مسلسل تغیرات کے بعد ریڈیم آخر کار سیسے میں تبدیل ہوتی ہے - یورانیم اور تھوریم کی تابکارانہ تحلیل سے بھی آخر میں سیسا بنتا ہے -

تابکاری کے واقعات سے معلوم ہوتا ہے کہ عناصر کی تقلیب ممکن ہے اور کیمیا گروں کا یہ خیال کہ کم ظرف دھاتوں سے سونا حاصل کیا جا سکتا ہے نظری طور پر درست ہے -

بھاری عناصر میں تقلیب کا عمل خود بخود (تابکاری کے طور پر) واقع ہوتا ہے اور ہم اس کی روک تھام نہیں کر سکتے۔ تاہم ہلکے عناصر کی مصنوعی طور پر تقلیب کی جا سکتی ہے۔ چنانچہ لارڈ ردرفرڈ نے نائٹروجن پر عہ ذرات کے عمل سے آکسیجن و ہائیڈروجن حاصل کی۔ نیز مادام کیوری نے ایلومینیم سے سلیکان حاصل کیا۔

جوہر کی ساخت خلائی نلی میں تعدیلی جوہر سے (۱) منفی برقی بار والے ذرات یا برق پارے خارج ہوتے ہیں جو تمام مادی جوہروں سے ہلکے ہوتے ہیں۔ ان کی کمیت ہائیڈروجن کے مقابلہ میں $\frac{1}{1850}$ ہوتی ہے اور (۲) مثبت برقائے ذرات بنتے ہیں جن کی کمیت مادی جوہروں کی کمیت کے برابر ہوتی ہے۔ ہائیڈروجن کے مثبت ذرہ یا پروٹان کی کمیت اکائی ہوتی ہے۔ دیگر عناصر کے مثبت ذرات اس کا کوئی ضعف ہوتے ہیں۔ علاوہ ازیں بعض بھاری (یعنی تابکار) عناصر خود بخود تحلیل ہو کر ہیلیم کے مثبت ذرات اور برق پارے خارج کرتے ہیں۔

پس جوہر ایک پیچیدہ نظام ہے۔ یہ پروٹانز اور برق پاروں پر مشتمل ہوتا ہے۔ ہر جوہر میں پروٹانز کی مجموعی تعداد برق پاروں کی مجموعی تعداد کے برابر ہوتی ہے کیونکہ جوہر بحیثیت مجموعی تعدیلی ہوتا ہے۔ کسی عنصر کے جوہر کا وزن اس میں پائے جانے والے پروٹانز کی مجموعی تعداد کے برابر ہوتی ہے۔ عنصر کے معمولی طبیعی خواص مثلاً کثافت، اماعت پذیری وغیرہ کا انحصار پروٹانز پر ہوتا ہے۔ عنصر کے مناظری، برقی و کیمیائی خواص کا برق پاروں پر انحصار ہوتا ہے۔

لارڈ ردرفرڈ نے جوہر کی ساخت نظام شمسی کے مماثل قرار دی اور یہ فرض کیا کہ پروٹانز جوہر کے مرکز میں ایک چھوٹی جگہ میں مجتمع رہتے ہیں۔ اس کو مرکزہ

(Nucleus) کہتے ہیں۔ جس کا نصف قطر 10^{-12} سمر سے زیادہ نہیں ہوتا۔

تمام برق پارے مرکزہ سے باہر نہیں ہوتے بلکہ ان کی تقریباً نصف تعداد مرکزہ کے اندر رہتی ہے اور یہ پروٹانز کو جوڑنے کا کام کرتی ہے (ان کو بندشی برق پارے کہتے ہیں)۔ اس طرح مرکزہ کا آزاد مثبت بار پروٹانز کی مجموعی تعداد سے کم ہوتا ہے۔ مرکزہ کے آزاد مثبت برقی بار کو جوہری عدد (Atomic Number) کہتے ہیں۔

مرکزہ کے آزاد مثبت بار کی تعدیل بیرونی برق پارے کرتے ہیں۔ یہ ساکن نہیں ہوتے بلکہ مرکزہ کے اطراف مختلف مداروں میں گردش کرتے رہتے ہیں۔ اسی لئے ان کو گردشی برق پارے کہتے ہیں۔ ہر مدار کا نصف قطر 10^{-8} سمر یا اس کا کوئی ضعف ہوتا ہے۔ گردشی برق پاروں کی تعداد مرکزہ کے آزاد مثبت بار کے برابر ہوتی ہے۔ اور جوہری عدد کے مساوی ہوتی ہے۔

جوہری نمونے | مرکزہ کے اطراف مختلف حلقوں (یا مداروں) میں گردش کرنے والے برق پاروں کی تعداد مختلف ہوتی ہے۔ ہائیڈروجن (۱) کے مرکزہ کے اطراف صرف ایک حلقہ ہوتا ہے جس میں ایک برق پارہ ہوتا ہے۔ ہیلیم (۲) کے مرکزہ کے اطراف بھی ایک حلقہ ہوتا ہے۔ لیکن اس میں دو برق پارے ہوتے ہیں۔ لیتھیم (۳) میں دو برق پارے پہلے حلقہ میں ہوتے ہیں اس سے باہر ایک اور حلقہ میں تیسرا برق پارہ ہوتا ہے۔ اس حلقہ میں برق پاروں کا مسلسل اضافہ ہوتا ہے۔ چنانچہ بریلیم (۴) میں ۲، بوران (۵) میں ۳، کاربن (۶) میں ۴، نائٹروجن (۷) میں ۵، آکسیجن (۸) میں ۶، فلورین (۹) میں ۷، اور نیان (۱۰) میں ۸ برق پارے

دوسرے حلقے میں پائے جاتے ہیں۔ بعد ازاں تیسرا حلقہ شروع ہوتا ہے جس میں سوڈیم (۱۱) کی صورت میں ایک برق پارہ ہوتا ہے۔ میگنیشیم (۱۲) میں ۲، المونیم (۱۳) میں ۳، سلیکان (۱۴) میں ۴، فاسفورس (۱۵) میں ۵، گندک (۱۶) میں ۶، کلورین (۱۷) میں ۷، اور آرگان (۱۸) میں ۸ برق پارے ہوتے ہیں۔ پس مرکزہ کے اطراف پہلے تین حلقوں میں برق پاروں کی اعظم تعداد ۲، ۸، ۸ ہو سکتی ہے۔ بعد کے حلقوں میں اس سے زیادہ ہوتی ہے۔ مرکزے کے اطراف برق پاروں کے کل ۷ حلقے ہوتے ہیں اور یہ دوری جدول کے ۷ ادوار کے مطابق ہوتے ہیں (ص ۲۹۶)۔

دوری جدول کے ابتدائی تین ادوار کے بعض عناصر کے جوہروں کی ساخت مندرجۂ ذیل نقشوں (شکل ۴۵) سے ظاہر کی جا سکتی ہے۔

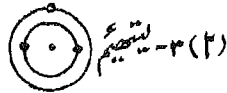
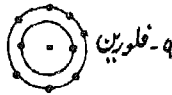
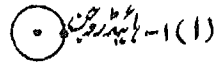
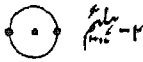
(۱) ۱- ہائیڈروجن ۲- ہیلیم

(۲) ۳- لیتھیم

۹- فلورین

۱۰- نیان

(۳) ۱۱- سوڈیم ۱۷- کلورین

۱۸- آرگان

شکل (۴۵) جوہری نمونے

[یہ نقشے اے۔ جے۔ مے (A.J.Mee) کی کتاب 'فزیکل کیمسٹری' سے ماخوذ ہیں۔ ان میں برقیائی حلقوں کو سادہ دائروں سے تعبیر کیا گیا ہے]۔

مندرجہ بالا نقشوں سے واضح ہے کہ لیتھیم و سوڈیم میں برق پاروں کی ترتیب مشابہ ہوتی ہے - ان کے بیرونی برقیانی حلقہ میں صرف ایک برق پارہ ہوتا ہے یہی حال فلورین و کلورین کا ہے - **پس دوری جدول کے ایک گروہ کے عناصر کے جواہر کی برقیانی ساخت مشابہ ہوتی ہے** اور ان کے بیرونی حلقہ میں برقپاروں کی مساوی تعداد ہوتی ہے - بیرونی برقیانی حلقہ کے برق پاروں کو گرفتی برق پارے کہتے ہیں - عنصر کی اعظم گرفت ان برق پاروں کی تعداد کے مساوی ہوتی ہے -

جوہری عدد و ہم مقامی اب چونکہ جوہر کی ساخت برقیانی ہوتی ہے اسلئے جوہر کے خواص اس کے مرکزہ کے بار یا عدد جوہر پہ منحصر ہوتے ہیں - عملی طور پر جوہری عدد وزن جوہر کا تقریباً نصف ہوتا ہے - (ہائیڈروجن، یورانیم وغیرہ مستثنیٰ ہیں) جوہری عدد دوری جدول میں عناصر کے نشان سلسلہ کو بھی ظاہر کرتا ہے - چنانچہ ہائیڈروجن ۱، ہیلیم ۲، لیتھیم ۳، بیریلیم ۴، وغیرہ -

موسلے (Moseley) کے قاعدہ سے جوہری عدد کی پیمائش کی جاتی ہے - اس قاعدہ میں عنصر (یا اس کے مرکب کو) ضد کیتھوڈ (Anti-Cathode) پر رکھ کر کیتھوڈ شعاع کا عمل کروایا جاتا ہے اور خارج ہونیوالی لاشعاع کا مطالعہ کیا جاتا ہے - خارج ہونیوالی لاشعاع کے تعدد ارتعاش کا جذر جوہری عدد کے متناسب ہوتا ہے -

چونکہ پروٹان کی کمیت ایک ہے اور کسی عنصر کا وزن جوہر اس کے مرکزہ میں پائے جانیوالے پروٹانز کے حاصل جمع کے برابر ہوتا ہے اس لئے عملاً ہر عنصر کا وزن جوہر عدد صحیح ہونا چاہئے - یہ آسٹن کا اصول کہلاتا ہے - آسٹن نے تجربات سے

ثابت کیا کہ جن عناصر کے اوزان جوہر کسری اعداد پر مشتمل ہوتے ہیں وہ ایک سے زیادہ قسم کے جواہر کے آمیزے ہوتے ہیں۔ چنانچہ کلورین کا وزن جوہر ۳۵۶۵ ہے۔ فی الحقیقت اس میں بعض جواہر ۳۵ وزن کے اور بعض ۳۷ وزن کے ہوتے ہیں۔ لیکن کلورین کی ان دو قسموں کے خواص اتنے یکساں ہوتے ہیں کہ ان کو دو مختلف عناصر قرار دینا درست نہیں۔ ان کے لئے ہم مقام (Isotope) کی اصطلاح تجویز کی گئی ہے۔ تابکار عناصر کی صورت میں ہم مقاموں کی بہت سی مثالیں ملتی ہیں۔

معمولی طور پر کسی عنصر کا وزن جوہر اس کے ہم مقاموں کے اوزان کا اوسط ہوتا ہے۔ چنانچہ یہ فرض کر لیا جائے کہ معمولی کلورین میں ۳۵ وزن اور ۳۷ وزن کے ذرات ۳ اور ۱ کی نسبت میں ہوتے ہیں تو اس کا وزن جوہر =

$$\frac{(۳۵ \times ۳) + (۳۷ \times ۱)}{۴} = ۳۵۶۵$$ حاصل ہوتا ہے۔

تجربات سے معلوم ہوتا ہے کہ کسی عنصر کے تمام ہم مقاموں پر یکساں مرکزی بار پایا جاتا ہے اور ان کا جوہری عدد یکساں ہوتا ہے جس کے باعث ان کے خواص بھی یکساں ہوتے ہیں اور دوری جدول میں ان کا مقام بھی ایک ہوتا ہے۔

پس ہم مقام سے مراد ایسے عناصر ہیں جو کمیت کے لحاظ سے مختلف ہوتے ہیں۔ لیکن دیگر تمام خواص میں یکساں ہوتے ہیں اور دوری جدول میں ایک مقام پر آتے ہیں۔ ڈالٹن کے نظریہ کی رو سے عنصر سے مراد وہ شئے تھی جس کا خاص وزن جوہر ہوتا ہے۔ لیکن یہ حالیہ تحقیقات کے لحاظ سے درست نہیں۔ اور عنصر کی صحیح تعریف یوں ہو گی۔ عنصر مادہ کی وہ نوع ہے جس کے جوہروں کا مرکزی بار یا جوہری عدد یکساں ہوتا ہے۔ پس جیسا کہ ہم گزشتہ فصل میں بتا چکے ہیں دوری جدول کی صحیح اساس

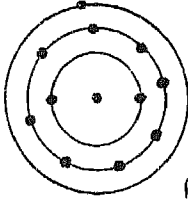
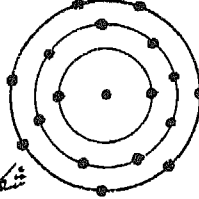
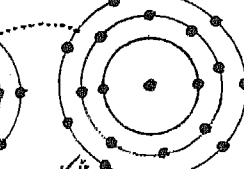
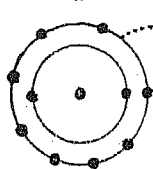
جوہری عدد ہے نہ کہ وزن جوہر۔

گرفت اور کیمیائی ترکیب

سوڈیم کا جوہر بحیثیت مجموعی تعدیلی ہوتا ہے اور اس کے مرکزہ کے اطراف ۱۱ برق پارے گردش کرتے رہتے ہیں (جن کی ترتیب ۲، ۸، ۱ ہوتی ہے) اسی طرح کلورین کا جوہر تعدیلی ہوتا ہے اور اس میں گردشی برق پاروں کی تعداد ۱۷ ہوتی ہے (جن کی ترتیب ۲، ۸، ۷ ہوتی ہے)۔ لیکن سوڈیم کلورائیڈ مرکب میں سوڈیم مثبت رواں اور کلورین منفی رواں کے طور پر عمل کرتی ہے۔ سوڈیم کے رواں کے مرکزہ کے اطراف برق پاروں کی تعداد ۱۰ ہوتی ہے (جن کی ترتیب ۲، ۸ ہوتی ہے) یعنی سوڈیم کا جوہر اپنا ایک برق پارہ خارج کرکے مثبت رواں میں تبدیل ہوجاتا ہے (ہر وقت مثبت رواں جوہر سے ایک یا زیادہ برق پاروں کے اخراج کے باعث بنتے ہیں)۔ کلورین کے رواں میں مرکزہ کے اطراف ۱۸ برق پارے ہوتے ہیں (جن کی ترتیب ۲، ۸، ۸ ہوتی ہے) یعنی کلورین کا جوہر ایک برق پارہ حاصل کرکے منفی رواں بناتا ہے۔ (منفی رواں جوہر کے ساتھ ایک یا زیادہ برق پاروں کے وابستہ ہونے کے باعث بنتے ہیں)۔ پس سوڈیم اور کلورین کی ترکیب سے جب سوڈیم کلورائیڈ مرکب بنتا ہے تو اس عمل میں سوڈیم کا جوہر ایک برق پارہ کلورین کے جوہر کو دیدیتا ہے۔ کیمیائی ترکیب میں بالعموم جوہر یا تو برق پارے خارج کرتا یا برق پارے حاصل کرتا ہے۔

لیکن بعض عناصر ایسے بھی ہیں جو نہ تو دوسرے عناصر کو برق پارے دیتے ہیں نہ ان سے برق پارے حاصل کرتے ہیں۔ غیر عامل گیسوں کا یہی حال ہے یہ

کسی تعامل میں حصہ نہیں لیتیں - اس سے نتیجہ نکلتا ہے کہ غیر عامل گیسوں میں گردشی برق پاروں کی ترتیب مکمل و قائم ہوتی ہے اور ان کے متصلہ عناصر کیمیائی ترکیب کے ذریعہ اسی ترتیب کے حصول کے کوشاں ہوتے ہیں - یہی عناصر کی باہمی ترکیب اور کیمیائی تغیرات کا اصل سبب ہے -

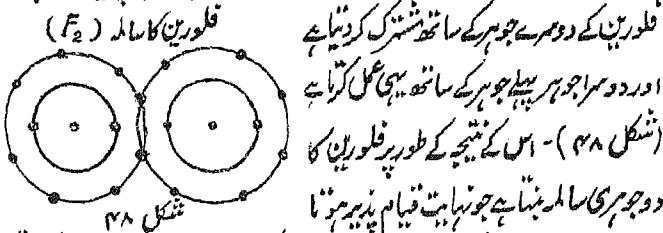
جملہ بالا کی توضیح کے لئے سوڈیم و کلورین کی ترکیب پر پھر غور کرو - ان عناصر کی جوہری ساخت حسب ذیل نقشوں (شکل ۴۶) کے مطابق ہوتی ہے -

شکل ۴۶

ان کی ترکیب سے سوڈیم کلورائیڈ مرکب بنتا ہے - جس میں سوڈیم و کلورین کے رواں ساتھ ساتھ موجود رہتے ہیں (شکل ۴۷) -

شکل ۴۷

سوڈیم رواں کی ساخت بعینہ نیان گیس (شکل ۴۵) کی سی اور کلورین رواں کی ساخت آرگان (شکل ۴۵) کی سی ہوتی ہے -

کیمیائی ترکیب میں سوڈیم ایک برق پارہ کو کھو دیتی ہے اور کلورین ایک برق پارہ

حاصل کرتی ہے اور ان عناصر کی گرفت +۱ ، -۱ ہوتی ہے۔ پس کسی عنصر کی گرفت سے مراد برق پاروں کی وہ تعداد ہے جس کو خارج کرکے یا حاصل کرکے عنصر رواں میں تبدیل ہوتا ہے اور قیام پذیر برقیاتی ترتیب (یعنی غیر عامل گیس کی ترتیب) اختیار کرلیتا ہے۔

یہاں اس واقعہ کی بھی بآسانی توجیہ کی جاسکتی ہے کہ سوڈیم مثبت رواں اور کلورین منفی رواں بناتی ہے۔ ان کی برقیاتی ساخت سے واضح ہے کہ کلورین کا سوڈیم سے ایک برق پارہ حاصل کرکے منفی رواں میں تبدیل ہونا آسان ہے۔ بمقابلہ اس کے کہ سوڈیم کلورین سے ۷ برق پارے حاصل کرکے منفی رواں بنائے۔

بیان بالا سے واضح ہے کہ کیمیائی ترکیب میں برق پارے ایک عنصر سے دوسرے عنصر میں منتقل ہوتے ہیں اور ان کو روانوں میں تبدیل کرتے ہیں۔ اس طرح برقی گرفت (ص ۱۳۹) کی بخوبی توجیہ ہوجاتی ہے۔ لیکن ترکیب کا عمل ہمیشہ اس طور پر واقع نہیں ہوتا۔ بعض وقت ایک جوہر دوسرے جوہر سے اس طرح ملحق ہوجاتا ہے کہ دو برق پارے دونوں جوہروں میں مشترک ہوجاتے ہیں جس سے ایک قیام پذیر برقیاتی ترتیب پیدا ہوتی ہے۔ چنانچہ فلورین کے ہر جوہر کے بیرونی حلقہ میں ۷ برق پارے ہوتے ہیں۔ فلورین کا ایک جوہر اپنا ایک برق پارہ فلورین کے دوسرے جوہر کے ساتھ مشترک کردیتا ہے اور دوسرا جوہر پہلے جوہر کے ساتھ یہی عمل کرتا ہے (شکل ۴۸)۔ اس کے نتیجہ کے طور پر فلورین کا دو جوہری سالمہ بنتا ہے جو نہایت قیام پذیر ہوتا ہے۔ اسی طرح کاربن ٹٹرا فلورائیڈ میں کاربن کا ایک جوہر فلورین کے ۴ جوہروں کے ساتھ

فلورین کا سالمہ (F_2)

شکل ۴۸

برق پاروں کا اشتراک کرتا ہے۔

برق پاروں کے اشتراک کے باعث جو سالمات بنتے ہیں ان میں برق پاروں کی بندش مضبوط ہوتی ہے جس کے باعث سالمہ آسانی سے تحلیل نہیں ہوتا اور مرکب غیر رواں پذیر ہوتا ہے۔ مشترک گرفت (صفحہ ۱۳۹) کے مرکبات کی یہی خصوصیت ہوتی ہے۔

خلاصہ

فیراڈے کے کلیات سے برق کی جوہری ساخت کا تصور پیدا ہوا جسکی تصدیق خلاداز نلیوں میں گیسوں میں برقی شرارے گزارنے پر ہوئی۔ اس طرح کیتھوڈ شعاع بنتی ہیں جو منفی برقی ذرات یا برق پاروں پر مشتمل ہوتی ہیں۔ جن کی کمیت ہائیڈروجن کے مقابلہ میں $\frac{1}{1850}$ اور برقی بارہ 1.59×10^{-19} کولان ہوتا ہے۔ ان کے ساتھ خلائی نلی میں مثبت ذرات بھی بنتے ہیں جن کی نوعیت نلی میں لی ہوئی گیس پر منحصر ہوتی ہے۔ ہائیڈروجن کا مثبت ذرہ یا پروٹان ہائیڈروجن کے برابر کمیت اور برق پارہ کے مخالف لیکن اس کے برابر برقی بار رکھتا ہے۔ لاشعاع اس وقت پیدا ہوتی ہیں جب کیتھوڈ شعاع مادی اجسام سے ٹکراتی ہیں یہ نہایت چھوٹے طول موج کی غیر مرئی روشنی ہے۔ بعض بھاری عناصر جن کو تابکار عناصر کہا جاتا ہے خود بخود تحلیل ہو کر ء، ب اور ج شعاع خارج کرتے ہیں۔ ء ذرات ہیلیم کے مثبت برقائے رواں ہیں ب ذرات برق پاروں پر مشتمل ہوتے ہیں اور ج شعاع لاشعاع کی قسم کے نوری امواج ہیں۔

تمام مادی جواہر مثبت و منفی برقی ذرات کا مجموعہ ہیں۔
مثبت ذرات مرکزہ میں مجتمع رہتے ہیں۔ ان کے ساتھ چند برق پارے بھی مرکزہ میں موجود رہتے ہیں۔ بقیہ برق پارے مرکزہ کے اطراف مختلف مداروں میں گردش کرتے رہتے ہیں۔

مرکزہ کے آزاد مثبت بار کو جوہری عدد کہتے ہیں۔ گردش کرنے والے برق پاروں کی تعداد اس کے مساوی ہوتی ہے۔ لاشعاعی امتحان سے عنصر کا جوہری عدد تجربہ سے معلوم کیا جا سکتا ہے۔ بعض ایسے عناصر بھی پائے جاتے ہیں جن کا جوہری عدد یکساں ہوتا ہے لیکن وزن جوہر مختلف ہوتا ہے۔ ان کو ہم مقام کہتے ہیں کیونکہ ان کے خواص بالکل یکساں ہوتے ہیں اور دوری جدول میں ان کا ایک ہی مقام ہوتا ہے۔ دوری جدول کے لئے صحیح اساس جوہری عدد ہے۔ دوری جدول کے کسی ایک گروہ کے عناصر کی برقیائی ساخت مشابہ ہوتی ہے۔

جوہر کی ساخت کی رو سے کیمیائی ترکیب میں جواہر برق پاروں کو خارج یا حاصل کرتے ہیں۔ بعض وقت جواہر برق پاروں کو باہم مشترک کر لیتے ہیں۔ اس طرح برقی گرفت و مشترک گرفت کی بخوبی توجیہ ہوتی ہے۔

سوالات

(۱) برق پاشیدگی کے کلیات سے برق کی ساخت کے متعلق کیا تصور پیدا ہوتا ہے؟
(۲) کیتھوڈ شعاع کیونکر پیدا ہوتی ہیں؟ ان کے خواص بیان کرو۔
(۳) مثبت ذرات کے متعلق تمہیں جو کچھ معلوم ہو لکھو۔

(۴) تابکار اشیاء سے جو شعاعیں خارج ہوتی ہیں ان کی ماہیت بیان کرو۔
"تابکارانہ تحلیل کا نظریہ بیان کرو۔
(۵) جوہری عدد اور آوا گادرو عدد کا مفہوم واضح کرو۔
(۶) "فلورین کا وزن جوہر ۱۹ ہے اور اس کا جوہری عدد ۹ ہے" اس جملہ کی توضیح کرو۔
(۷) جوہر کی ساخت کا مختصر خاکہ پیش کرو۔
(۸) نقشے کھینچ کر ہائیڈروجن جوہر، ہائیڈروجن باروان، ہائیڈروجن سالمہ، ہیلیم جوہر اور عد ذرّہ کی توضیح کرو۔
(۹) ہم مقام سے کیا مراد ہے؟ بتاؤ کہ جوہری عدد کے تصور سے دوری جدول پر کیا اثر پڑا؟
(۱۰) جوہر کی ساخت کو پیش نظر رکھ کر برقی گرفت و مشترک گرفت کی توجیہ کرو۔

متفرق سوالات

نوٹ - مندرجۂ ذیل سوالوں کے جوابات صفحات گزشتہ پر ملینگے - بعض صورتوں میں غیر نامیاتی کیمیا کی کسی کتاب سے مدد لینا ضروری ہے -

(۱) حسب ذیل سائنس دانوں کے مشہور کارنامے کیا ہیں؟

بیوائلے - ڈالٹن - برزیلیئس - اسٹاس - آواگادرو - مینڈلیف - فیراڈے - آرہینیئس - سر جے ٹامسن - لارڈ ردرفرڈ - مادام کیوری - آسٹن -

(۲) (ا) عنصر و مرکب - (ب) مرکب و آمیزہ - (ج) آمیزہ و محلول کا فرق واضح کرو -

(۳) (ا) جوہر و سالمہ - (ب) جوہر و رواں - (ج) پروٹان و برق پارہ کے خواص کا باہم مقابلہ کرو -

(۴) (ا) وزن جوہر و وزن سالمہ - (ب) وزن جوہر و جوہری عدد میں کیا فرق ہے؟

(۵) کیمیائی ترکیب کے کلیات بیان کرو اور اس تجربی شہادت کا مختصراً ذکر کرو جس پر یہ کلیات مبنی ہیں - بتاؤ کہ ڈالٹن کے نظریۂ جوہر سے ان کلیات کی تشفی بخش توجیہ ہوتی ہے - (کیمبرج اسکالرشپ) -

(۶) اگر تمہیں لوہے کا تار فراہم کیا جائے تو کونسے تجربات کر کے تم یہ بتاؤگے کہ لوہے کے آکسائیڈز ضعفی تناسبوں کے کلیہ کی پابندی کرتے ہیں - (کیمبرج اسکالرشپ) -

(۷) (ا) عنصر اور (ب) مرکب کے وزن معادل سے کیا مراد ہے؟

تم (ا) کاربن اور (ب) سوڈیم کاربونیٹ کے وزن معادل کیونکر معین کرو گے؟ مختصراً بتاؤ۔ (کیمبرج ہائر اسکول سرٹیفکٹ)۔

(۸) "وزن معادل" کی تعریف کرو۔ لوہے کا وزن معادل کیونکر دریافت کیا جاسکتا ہے؟ (کیمبرج ہائر اسکول سرٹیفکٹ)۔

(۹) تپش و دباؤ کے متغیر حالات کے تحت گیسوں کے برتاؤ کے متعلق کونسے کلیات اخذ کیئے گئے؟ اس برتاؤ کی کیونکر توجیہ کی جاسکتی ہے؟ (شیفیلڈ انٹر)

(۱۰) گریہم کا کلیۂ نفوذ بیان کرو۔ اس سے گیسوں کی کثافت اضافی کی تعیین میں کیونکر فائدہ اٹھایا جاتا ہے؟ سوریٹ (Soret) نے کاربن ڈائی آکسائیڈ اور اوزون کے نفوذ کی رفتاروں میں ۰٫۲۹ اور ۰٫۲۷۱ کی نسبت حاصل کی۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ کی کثافت اضافی ۲۲ ہے جبکہ ہائیڈروجن = ۱، اوزون کی کثافت اضافی کیا ہے؟ (بمبئی انٹر)

(۱۱) گے لوساک کا حجمی ترکیب کا کلیہ بیان کرو۔ ایسے دو تجربے بالتفصیل بیان کرو جن سے اس کلیہ کا ثبوت ملتا ہو۔

(۱۲) ڈالٹن کے نظریہ کے نقائص کیا تھے؟ یہ نقائص آواگادرو کے دعوی سے کیونکر دور ہوئے؟

(۱۳) "کسی شئے کا سالمی وزن صفر درجۂ مئی اور ۷۶۰ ملی میٹر دباؤ پر اس کے ۲۲٫۴ لیٹر کے وزن (گرام) کے عدداً برابر ہوتا ہے"۔ بتاؤ کہ یہ بیان کن تجربی واقعات اور نظری دلائل پر مبنی ہے؟ (آکسفورڈ و کیمبرج ہائر اسکول سرٹیفکٹ)۔

(۱۴) سالمی وزن اور بخاری کثافت کا مفہوم سمجھاؤ۔ ان میں کیا رشتہ پایا جاتا ہے؟ کسی طیران پذیر مایع کی بخاری کثافت کی پیمایش کا کوئی ایک قاعدہ بیان کرو۔

(جائنٹ میٹرکیولیشن بورڈ)۔

(۱۵) آوا گادرو کا دعویٰ بیان کرو۔ اس سے کونسے اہم فوائد حاصل ہوتے ہیں؟ مختصراً بیان کرو۔

(۱۶) کسی عنصر کا وزن معادل معلوم ہو تو اس کا وزن جوہر کیونکر معین کیا جا سکتا ہے جواب کی توضیح کاربن و کرومیئم سے کرو۔ (کیمبرج اسکالرشپ)۔

(۱۷) بتاؤ کہ (ا) مرکبات کی ہم وضعیت اور (ب) عناصر کی حرارت نوعی سے اوزان جوہر کی تعیین میں کس طرح مدد ملتی ہے؟ (آکسفورڈ ہائر اسکول سرٹیفکیٹ)

(۱۸) حرارت نوعی سے کیا مراد ہے؟ (ا) دھاتوں اور (ب) گیسوں کی حرارت نوعی کی قیمتوں سے کیا نتائج نکالے جا سکتے ہیں؟ (کیمبرج اسکالرشپ)۔

(۱۹) (ا) تکسیدی عامل اور (ب) محول سے کیا مراد ہے؟ ہر نوع کی تین اشیاء کے عمل کی توضیح مساوانوں سے کرو۔ (آکسفورڈ اسکالرشپ)۔

(۲۰) گرفت کی تعریف کرو۔ کسی عنصر کی گرفت کی تعیین کس طرح کی جاتی ہے؟ اس خصوص میں کونسے تجربات اور کس استدلال سے مدد لی جاتی ہے؟

(۲۱) طبیعی نمک، ترشئی نمک، اساسی نمک، دوہیلا نمک اور پیچیدہ نمک کی تعریف کرو۔ ہر ایک کی ایک ایک مثال دو۔ سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ اور سلفیورک ترشہ سے تم قلمی سوڈیم ہائیڈروجن سلفیٹ کیونکر تیار کرو گے؟ (کیمبرج فرسٹ ایم بی)

(۲۲) ترشہ، اساس اور نمک کی اصطلاحات کا مفہوم سمجھاؤ۔ ترشوں میں ہائیڈروجن رواں کے وجود کے متعلق تم کونسی شہادت فراہم کر سکتے ہو؟ (کیمبرج اسکالرشپ)۔

(۲۳) امتحانی ضابطہ، سالمی ضابطہ اور ترسیمی ضابطہ کا فرق بتاؤ۔ حسب ذیل میں سے کسی دو کے ضابطے کیونکر معین کئے جاتے ہیں؟ آکسیلک ترشہ، البیوٹن، طبعی پروپائل،

الکوہل، ایتھیلین۔ (کیمبرج اسکالرشپ)۔

(۲۴) کیمیائی مساوات، حرکیمیائی مساوات اور رروانی مساوات کن اصولوں پر مبنی ہیں؟ ہر نوع کی ایک ایک مثال دیکر اس کا مفہوم واضح کرو۔

(۲۵) کسی عنصر کے کلورائیڈ میں کلورین کی مقدار ۵۸٫۶۷ ٪ ہے۔ اس کی بخاری کثافت ۹۱ ہے۔ مرکب کے ضابطہ اور عنصر کے وزن جوہر کے متعلق تم جو نتیجہ مناسب سمجھتے ہو نکالو۔ (کیمبرج اسکالرشپ)۔

(۲۶) بہروپ، ہم ترکیب، مناظری ہم ترکیب اور تضاعف ترکیب سے کیا مراد ہے؟ مثالیں دیکر سمجھاؤ۔

(۲۷) نقطۂ مرور، نقطۂ انجماد، نقطۂ جوش اور نقطۂ اشتعال کا مفہوم واضح کرو۔

(۲۸) ہنری کے کلیہ کی رو سے "گیس کی حل پذیری دباؤ کے متناسب ہوتی ہے۔" نیز اسی کلیہ کی رو سے "حل ہونیوالی گیس کا حجم دباؤ کے غیر تابع ہوتا ہے۔" ان متضاد بیانات کی توضیح کرو۔ (بمبئی انٹر)۔

(۲۹) سیر شدہ محلول و پُر سیر محلول سے کیا مراد ہے؟ تم کمرہ کی تپش پر پانی میں کاپر سلفیٹ کا سیر شدہ محلول کیونکر تیار کرو گے اور کس طرح ثابت کرو گے کہ یہ سیر شدہ ہے؟ (آکسفورڈ و کیمبرج ہائر اسکول سرٹیفکیٹ)۔

(۳۰) "ہلکائے محلول میں اشیاء گیسی کلیات کی پابندی کرتی ہیں۔" اس جملہ کا مفہوم واضح کرو۔ (آکسفورڈ اسکالرشپ)۔

(۳۱) راؤل کا کلیہ بیان کرو۔ بتاؤ کہ اس کی مدد سے محلول میں اشیاء کے سالمی اوزان کس طرح معلوم کئے جا سکتے ہیں؟

(۳۲) حسب ذیل واقعات کی توجیہ کرو:- (ا) کاپر سلفیٹ کے محلول میں لوہا ڈالنے سے اس پر تانبے کی تہہ چڑھ جاتی ہے۔ (ب) پوٹاسیم فیرو سائنائیڈ میں کاوی سوڈا ملانے پر کوئی رسوب نہیں بنتا حالانکہ اس مرکب میں لوہا ہوتا ہے۔ (ج) کیفی تشریح میں گروہ سوم کے موقع پر امونیم کلورائیڈ ملایا جاتا ہے۔

(۳۳) حرارتی افتراق و روانی افتراق کس حد تک ایک دوسرے کے مشابہ اور کس حد تک مختلف ہوتے ہیں۔

(۳۴) -۲۰° سے ۱۵۰° ش تک نائٹروجن پر آکسائیڈ کے برتاؤ پر بحث کرو۔ ۸۰° ش پر اس کی بخاری کثافت ۲۵٫۶ ہے اس واقعہ سے تم کیا نتیجہ نکالو گے؟

(آکسفورڈ ہائر اسکول سرٹیفکیٹ)۔

(۳۵) اس جملہ کا تم جو کچھ مفہوم سمجھتے ہو بیان کرو۔

$$FeCl_3 + 3NH_4CNS \rightleftharpoons Fe(CNS)_3 + 3NH_4Cl$$

اگر اس نظام میں (ا) امونیم تھایوسائنیٹ، (ب) امونیم کلورائیڈ ملائیں تو کیا اثر ہوتا ہے اس کا سبب بھی بتاؤ۔ (لندن ہائر اسکول سرٹیفکیٹ)۔

(۳۶) طبیعی کیمیا کے اصولوں سے عملی طور پر کیونکر فائدہ اٹھایا جاتا ہے؟ جواب کی توضیح امونیا کی تالیف یا سلفیورک ترشہ کی صنعت کی مثال سے کرو۔

(۳۷) حلالی تعاملات کی خصوصیات اور استعمال پر مختصر مضمون لکھو۔ [آکسفورڈ ہائر اسکول سرٹیفکیٹ]

(۳۸) ہس کا کلیہ بیان کرو۔ بتاؤ کہ اس سے کیوں کر فائدہ اٹھایا جاتا ہے۔

(۳۹) برق پاشیدوں کے خواص بیان کرو۔ نظریہ روانیت سے ان کی کیونکر توجیہ ہوتی ہے۔

(۴۰) فیراڈے کے کلیات بیان کرو۔ ان کی تجربی تصدیق تم کیونکر کرو گے؟

(۴۱) "اجزا کے خواص کی بنا پر مرکب کے خواص کا بتانا ناممکن ہے۔" (سرہمفری ڈیوی)۔ اس پر بحث کرو اور بتاؤ کہ یہ بیان فی المحال کس حد تک درست ہے۔ [جائنٹ میٹرکیولیشن بورڈ]

(۴۲) طبیعی وکیمیائی اعتبار سے دھاتوں کی امتیازی خصوصیات بیان کرو۔ کسی ایک دھات کو لیکر بتاؤ کہ اس میں یہ خواص کس حد تک پائے جاتے ہیں۔

(۴۳) عناصر کے کلورائیڈز پر پانی کا کیا اثر ہوتا ہے؟ کیا اس اثر کے مطالعہ سے دھات وادھات میں امتیاز کرسکتے ہیں؟ (آکسفورڈ ہائر اسکول سرٹیفکیٹ)۔

(۴۴) عناصر کے آکسائیڈز کی مختلف قسمیں بتاؤ۔ ان کی خصوصیات بیان کرو۔ جواب کی توضیح میں مثالیں پیش کرو۔ (کیمبرج اسکالرشپ)۔

(۴۵) (ا) کلیۂ دوری بیان کرو۔ (ب) دوری جدول کی مختصراً توضیح کرو۔

(۴۶) "عناصر کے دھاتی خواص وزن جوہر کے اضافہ سے بڑھتے ہیں۔" نائٹروجن، فاسفورس، آرسینک و انٹیمنی کو پیش نظر رکھ کر اس جملہ کی توضیح کرو۔ (کیمبرج اسکالرشپ)

(۴۷) جوہر کے متعلق ڈالٹن کے کیا تصورات تھے؟ حالیہ تحقیقات کو پیش نظر رکھ کر ان پر بحث کرو۔

(۴۸) جوہر کی ساخت کا خاکہ پیش کرو۔

پرچہ جات امتحان انٹرمیڈیٹ (جامعہ عثمانیہ)

سنہ ۱۳۳۷ فصلی (۱) کن واقعات کی بناء پر ڈالٹن نے نظریۂ جوہر پیش کیا؟ اس نظریہ کو مختصراً بیان کرو اور بتاؤ کہ اس سے ان واقعات کی کیونکر توجیہ ہوتی ہے؟

(۲) وزن معادل، گرام سالمہ اور بخاری کثافت کی تعریف کرو۔ جست کا وزن معادل کس طرح معلوم کیا جاتا ہے؟

(۳) افتراق سے کیا مراد ہے؟ تحلیل و افتراق میں کیا فرق ہے؟ ۰٫۵۷ گرام امونیم کلورائیڈ کو بخارات میں تبدیل کیا گیا اور بخارات کا حجم ط۔ ض۔ د پر ۳۰۰ مکعب سمر پایا گیا۔ بتاؤ کہ اس تجربے میں نمک کے کس قدر حصہ کا افتراق واقع ہوتا ہے؟

(۴) احتراق اور آکسیڈیشن میں کیا فرق ہے؟ لکڑی کے جلنے کی توضیح کرو۔ بنسنی شعلہ کی ساخت اور تنویر کے متعلق جو کچھ تمہیں معلوم ہے بیان کرو۔

(۵) کلیۂ ادوار عناصر بیان کرو۔ اس کلیہ سے عناصر کی خاصیتوں میں کیا رشتہ قائم ہوتا ہے؟ کونسے عناصر اس کلیہ سے مستثنیٰ معلوم ہوتے تھے؟ اس کلیہ سے نئے عناصر کے انکشاف میں کیا مدد ملتی ہے؟

سنہ ۱۳۳۸ فصلی (۱) گیسوں کے کلیے بیان کرو۔ علم کیمیا میں ان کلیوں سے کیا کام لیا جاتا ہے؟

(۲) ایک گرام چونے کے پتھر کو ۱۰۰ مکعب سمر $\frac{ط}{5}$ ہائیڈروکلورک ترشہ سے تعامل کا موقع دیا گیا۔ عمل ختم ہونے کے بعد اس آمیزہ کا حجم پانی ڈال کر ۲۵۰ مکعب سمر کر دیا گیا۔ معائرہ سے معلوم ہوا کہ اس کے ۲۰ مکعب سمر ۲۳ مکعب سمر $\frac{ط}{10}$ سوڈیم کاربونیٹ کے برابر ہیں۔

بتاؤ اس پتھر میں فی صد کس قدر کیلسیم کاربونیٹ موجود تھا۔

(۳) رواں کسے کہتے ہیں؟ جب کسی نمک کے محلول میں برق گزاری جاتی ہے تو یہ رواں کیا کام کرتے ہیں؟ (نظریہ رواںیت کی بناء پر کیلسیم کسیلیٹ کے ہائیڈرو کلورک ترشہ میں حل ہو جانے کی توضیح کرو)۔

(۴) حملان کا مختصر بیان لکھو اور مثالیں پیش کرو۔

(۵) عملی طور پر وزن سالمہ دریافت کرنے کا کوئی طریقہ بیان کرو۔

۱۳۳۹ء فصلی (۱) ایک عنصر کے تین آکسائیڈز بنتے ہیں جن میں علی الترتیب ۲۲۶۳۷، ۲۷۶۶۴، ۳۰۶۰۶٪ آکسیجن موجود رہتی ہے۔ بتاؤ کہ ان اعداد کی منفعتی تناسب کے کلیہ کے ساتھ کیونکر مطابقت ہو سکتی ہے۔ اس دہات کے وزن جوہر کی امکانی قیمت بتاؤ۔

(۲) تکسیدی عامل و تحویلی عامل کی تعریف و توضیح کرو۔ مندرجہ ذیل اشیاء کن حالات کے تحت اور کن اغراض کے لئے تکسیدی یا تحویلی عوامل کی حیثیت سے استعمال کیجاتی ہیں۔
جست، کلورین، سلفرڈائی آکسائیڈ، پوٹاسیم پرمینگانیٹ۔

(۳) (ا) ترشہ (ب) اساس اور (ج) ترشئی نمک کی خصوصیات کیا ہیں؟ ہائیڈرو کلورک ترشہ، سلفیورک ترشہ اور فاسفورک ترشہ کو علی الترتیب ایک اساسی، دو اساسی اور سہ اساسی کیوں خیال کیا جاتا ہے؟ ان ترشوں میں سے کسی ایک کا ترشئی نمک تم کس قاعدہ سے تیار کرو گے؟

(۴) برق پاشیدگی کے کلیے بیان کرو۔ اگر سلفیورک ترشہ اور پوٹاسیم آئیوڈائیڈ کے محلولوں میں سے ایک ہی برقی رو مساوی وقت تک گزاری جائے تو حساب لگا کر بتاؤ کہ جب ترشئی محلول سے ایک لیٹر آکسیجن ط۔ د۔ ث پر برآمد ہوگی تو آئیوڈین کس

وزن میں خارج ہوگی ؟ (آکسیجن = ۱۶، آئیوڈین = ۱۲۷)

(۵) نائٹروجن و فاسفورس کو عناصر کے ایک ہی خاندان میں کیوں جگہ دی گئی ہے - بہ وضاحت بیان کرو - فاسفورس اور کس عنصر کے ساتھ قریب ترین مشابہت کا اظہار کرتا ہے - اپنے بیان کی تائید میں ضروری تفصیلات پیش کرو -

سنہ ۱۹۴۰ء فصلی (۱) مفصل بیان کرو کہ مرتکز سلفیورک تیزشہ سے اس تیزشہ کا $\frac{1}{5}$ محلول کس طرح تیار کیا جاتا ہے ؟

(۲) آکسائیڈ کی جماعت بندی کن اصولوں پر کی گئی ہے ؟ ذیل کے آکسائیڈز کس جماعت میں شامل ہیں - دلائل بیان کرو :-

$Mn_2O_7 - H_2O - BaO_2 - MnO_2 - Al_2O_3$

(۳) تم یہ کس طرح ثابت کروگے کہ کسی شئے کی بخاری کثافت اس کے وزن سالمہ کا نصف ہوتی ہے - ایک شئے کے ۰٫۱۲۱ گرام پر وکٹر مائر کے آلہ میں تجربہ کیا گیا - خارج شدہ ہوا کا حجم ۲۰° ۱۵ اور ۷۵۰ سمر دباؤ پر ۲۵ مکعب سمر تھا - اس شئے کا وزن سالمہ دریافت کرو -

(۴) وزن جوہر دریافت کرنے کے طریقے بیان کرو -

(۵) سلفیورک تیزشہ کے محلول میں سے برقی رو کس طرح سے گزرتی ہے جبکہ (الف) پلاٹینم اور (ب) تانبے کے برقیرے استعمال کئے جائیں -

سنہ ۱۹۴۱ء فصلی (۱) آواگادرو کا دعویٰ بیان کرو اور اس سے ثابت کرو کہ امونیا گیس کا سالمی ضابطہ NH_3 سے صحیح طور پر ظاہر کیا جاسکتا ہے -

(۲) وہ کلیہ بیان کرو جو نوعی حرارت اور وزن جوہر کے باہمی رشتہ کو ظاہر کرتا ہے - اس کلیہ کا اطلاق کس قسم کی اشیاء پر ہوتا ہے ؟

ایک عنصر کی نوعی حرارت ۰٫۲۱ ہے اور اس کا وزن معادل ۹ ہے تو اس وزن معادل کا کونسا ضعف وزن جوہر مانا جائیگا؟

(۳) ایک قلمی نمک نابیدہ کرنے پر ۴۵٫۶٪ وزن میں کم ہوجاتا ہے۔ نابیدہ نمک کی فی صد ترکیب حسب ذیل ہے:- ایلومینیم ۱۰٫۶۵، پوٹاسیم ۱۵٫۷۱، گندک ۲۴٫۶۸، آکسیجن ۶۹٫۴، نابیدہ نمک اور قلمی نمک کے سادہ ضابطے معلوم کرو۔

(ہائیڈروجن ۱، ایلومینیم ۲۷، پوٹاسیم ۳۹، گندک ۳۲، آکسیجن ۱۶)

(۴) گیسوں کے نفوذ کے متعلق گریہم کا کلیہ بیان کرو۔

ایک گیس کی شرح نفوذ کا کلورین اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کی شرح نفوذ سے مقابلہ کیا گیا تو شرح نفوذ کا تناسب حسب ذیل معلوم ہوا۔

کلورین : گیس :: ۱٫۰۴۲ : ۱٫۲۷۱

کاربن ڈائی آکسائیڈ : گیس :: ۱٫۰۴۲ : ۱٫۰

اس سے گیس کا وزن سالمہ معلوم کرو۔

(۵) ۷ گرام میگنیشیم کاربونیٹ وزنا دگنے سلفیورک ترشہ میں ڈالا گیا۔ کیمیائی تعامل کے اختتام پر معلوم ہوا کہ ۰٫۶۷ گرام حل ہونے سے بچ گیا۔ اس سے ترشہ کی فیصد طاقت معلوم کرو۔ اس تعامل سے خارج شدہ گیس کا حجم ۱۳°م اور ۷۸ سمر دباؤ پر کیا ہوگا؟ (میگنیشیم ۲۴، گندک ۳۲، کاربن ۱۲، آکسیجن ۱۶، ہائیڈروجن ۱)۔

۱۹۳۴ ضمنی

(۱) وزن سالمہ اور کثافت اضافی کے باہمی رشتہ کی توضیح کرو۔

ایک مایع شدہ گیس کا نقطۂ جوش ۲۲°م ہے۔ اس مایع کے ایک گرام کی تبخیر سے ۲۷°م اور ۷۲۲ ملی میٹر دباؤ پر ۲۸۰ مکعب سمر گیس حاصل ہوتی ہے۔ اس گیس کا وزن سالمہ معلوم

(۲) کسی ٹھوس دھات کا وزن جوہر معلوم کرنے کے لئے تم کیا طریقہ اختیار کرو گے؟ یہ طریقہ کس نظریہ پر مبنی ہے؟ مثال دیکر توضیح کرو۔

(۳) نظریۂ رواںیت بیان کرو۔ کن تجربی واقعات سے اس نظریہ کی تائید ہوتی ہے؟

(۱) سلور کلورائیڈ۔ (۲) سلفیورک ترشہ۔ (۳) پوٹاسیم کلوریٹ۔

(۴) پوٹاسیم فیرو سائنائیڈ کے آبی محلول میں کون کون سے رواں موجود ہوتے ہیں؟

(۴) حملات کا مفہوم واضح طور پر بیان کرو۔ جواب کی توضیح میں مثالیں پیش کرو۔ جو مختلف اصناف کے کیمیائی تغیرات پر مشتمل ہوں۔

(۵) چونے کے ایک پتھر کا وزن ۲۶٫۵۰ گرام ہے ۱۱۰° درجہ پر گرم کرنے سے اس کا وزن ۲۶٫۲۳ گرام، ۲۶٫۱۹ گرام اور آخر میں ۲۶٫۱۹ گرام پایا گیا۔ اس کو ترشہ میں حل کرنے پر خارج شدہ خشک گیس کا حجم ۲۰° درجہ اور ۷۵۵ ملی میٹر دباؤ پر ۵۵۰ مکعب سم حاصل ہوا اصل پتھر میں کھریا کا فی صد تناسب معلوم کرو۔ (کیلشیم ۴۰، آکسیجن ۱۶، کاربن ۱۲)۔

سالانہ ۱۹۴۲ء

(۱) وکٹر مائر کے طریقہ سے ایک مائع کی بخاری کثافت معلوم کی گئی۔ ۰٫۱۲۲ گرام مائع کی تجربہ سے ۷۵۲ ملی میٹر دباؤ اور ۲۰° درجہ تپش پر ۳۴٫۶۰ مکعب سم ہوا خارج ہوئی۔ بتاؤ کہ مائع کی بخاری کثافت کیا ہے؟ ۲۰° درجہ پر بخارات آبی کا دباؤ ۱۷ ملی میٹر ہے اور ایک مکعب سم ہائیڈروجن کا وزن طبعی تپش اور دباؤ پر ۰٫۰۰۰۰۹ گرام ہے۔

(۲) ڈالٹن کا نظریۂ جواہر بیان کرو۔ اس نظریہ کی تائید کن کلیوں سے ہوتی ہے اور کیونکر ہوتی ہے۔ مثالوں سے توضیح کرو۔

(۳) مینڈلیف کی دوری جماعت بندی کی رو سے ان عناصر کو ترتیب دو جن سے

تم واقف ہو اور اس جماعت بندی کے اصول کی تشریح کرو۔ جس مقام پر جس عنصر کو تم ترتیب دو اسکی وجہ بھی بیان کرو۔

(۴) یہ کس طرح ثابت کروگے کہ اوزون کا سالمی ضابطہ O_3 ہے۔ آکسیجن اور اوزون میں کیا رشتہ ہے؟ اس قسم کے رشتہ کی اور بھی مثالیں جو تمہیں معلوم ہوں بیان کرو۔

(۵) کسی دھات میں برقی رو کے گزرنے اور کسی نمک یا ترشہ میں برقی رو کے گزرنے میں کیا فرق ہے؟ آخر الذکر صورت میں کیا کیا کیمیائی واقعات مترتب ہوتے ہیں؟ ان کی توجیہ کیونکر کی جاتی ہے؟

۱۹۳۴ء ضمنی

(۱) ایک عنصر کے کلورائیڈ میں ۴۶٫۰۳ فی صد کلورین موجود ہے اس عنصر کی حرارت نوعی ۰٫۰۹۶ ہے تو اس عنصر کا وزن جوہر کیا ہوگا؟

(۲) کسی شئے کا وزن سالمہ کیونکر معلوم کیا جاتا ہے جبکہ وہ شئے (۱) گیس ہے (۲) مائع ہو۔ (یا) کسی شئے کے ۰٫۱۰۰۸ گرام کی تبخیر وکٹر مائر کے آلہ میں کی گئی۔ اس سے ۲۲ مکعب سمر ہوا خارج ہوئی۔ اس ہوا کی تپش ۱۶٫۵ م اور بار پیما کا دباؤ اس وقت ۷۶۰٫۵ ملی میٹر تھا۔ اس شئے کا وزن سالمہ معلوم کرو۔ ۱۶٫۵ م پر بخارات آبی کا دباؤ ۱۳٫۶۵ سمر ہے اور ایک مکعب سمر ہائیڈروجن کا وزن طبعی تپش اور دباؤ پر ۰٫۰۰۰۰۸۹۶ گرام ہے۔

(۳) احتراق کے متعلق تمہیں جو کچھ معلوم ہو بیان کرو۔ اس ضمن میں نقطۂ اشتعال اور حرارت احتراق کی اہمیت واضح کرو۔

(۴) تکسید اور تحویل کا مختصر سا بیان لکھو اور نامیاتی و غیر نامیاتی مرکبات کو پیش نظر رکھکر مثالوں سے توضیح کرو۔

۱۹۴۵ء فصلی (۱) ڈالٹن کا نظریہ جواہر مختصراً بیان کرو - اور بتاؤ کہ اس کی مدد سے ضعفی تناسبوں کے کلیہ کی توضیح کس طرح کی جا سکتی ہے ؟

کسی دھات کے تین آکسائیڈز جن کا وزن علی الترتیب ۲۶۱۷۳ گرام، ۹۴۹۶ گرام، ۲۶۳۱۶ گرام تھا - ہائیڈروجن کی رو میں تحویل کئے گئے جس سے علی الترتیب ۲۶۰۱۷ گرام، ۶۶۸۸ء۰ گرام اور ۲۶۱ء۱ گرام دھات حاصل ہوئی - بتاؤ کہ یہ نتائج ضعفی تناسبوں کے کلیہ کی توضیح کرتے ہیں -

(۲) تپش اور دباؤ کے مختلف حالات کے تحت گیسوں کے سلوک سے کون کون سے کلیات اخذ کئے گئے ہیں ؟ تم اس سلوک کی کس طرح توضیح کرو گے ؟

اگر کسی گیس کے ۶۵ء۰ گرام کا حجم ۱۰م اور ۵۰۰ ملی میٹر دباؤ پر ۶۵ مکعب سمر ہو تو اس کا وزن سالمہ کیا ہوگا ؟ (یا) گراہم کا کلیہ نفوذ بیان کرو اور بتاؤ کہ گیسوں کی اضافی کثافتوں کے معلوم کرنے میں اس کلیہ سے کس طرح مدد لی جاتی ہے ؟

دو گیسوں (ا) اور (ب) کی شرح نفوذ کا باہمی تناسب ۶۲۹ء۰ : ۶۲۷۱ء۰ ہے - اگر ا کی اضافی کثافت ۲۲ ہو (جبکہ ہائیڈروجن = ۱) تو بتاؤ کہ ب کی اضافی کثافت کیا ہو گی ؟

(۳) مندرجہ ذیل میں سے کسی ایک کے متعلق تمہیں جو کچھ معلوم ہے لکھو :-

(ا) دوری جدول - (ب) تماسی عمل -

(۴) وکٹر مائر کے طریقہ سے وزن سالمہ کی تخمین کا اصول بیان کرو -

کسی شئے کے ۱۸۵ء۰ گرام کی وکٹر مائر کے آلہ میں کامل تبخیر سے ۶۶۵ مکعب سمر ہوا ۱۳م اور ۷۷۶ ملی میٹر دباؤ پر خارج ہوئی - اس شئے کا وزن سالمہ معلوم کرو -

۱۳۴۶ فصلی (۱) وزن جوہر، وزن معادل، اور وزن سالمہ سے کیا مراد ہے؟
کسی دھات کے آکسائیڈ میں آکسیجن کا فی صد تناسب ۲۰ ہے۔ اگر دھات کی نوعی حرارت ۰۶۰۹۸ ہو تو آکسائیڈ کا وزن سالمہ کیا ہوگا؟

(۲) نظریۂ روانیت کے متعلق تمہیں جو کچھ معلوم ہے بیان کرو۔ اس نظریہ سے ترشوں اور قلیوں کی تعدیل کی کیا توجیہ کی جاتی ہے؟

(۳) ایک گیس پیما میں ۲۵ مکعب سمر میتھین اور ۸۰ مکعب سمر آکسیجن ملا کر اس آمیزہ کو دھماکا گیا۔ بتلاؤ کہ دھماکے کے بعد ان گیسوں کا حجم کیا ہوگا؟ اور اگر دھماکے کے بعد باقیماندہ گیسوں کو کاوی پوٹاش کے محلول کے ساتھ تماس کا موقع دیا جائے تو بتلاؤ کہ کتنا حجم باقی رہیگا۔ تجربہ کے دوران میں تپش اور دباؤ مستقل رہتے ہیں۔

(۴) گیسوں کی کثافت اضافی معلوم کرنے کے لئے کوئی ایک طریقہ بالتفصیل شکلوں کی مدد سے بیان کرو۔

ڈوماس کے ۲۰۰ مکعب سمر گنجایش کے جوفہ میں ایک طیران پذیر مایع کی افراط کی گئی اور اس کو ۲۰۰° م تپش پر گرم کیا گیا حتیٰ کہ تپش مستقل ہوگئی اور بخارات باہر نکلنا بند ہوگئے اس جوفہ کو بند کر کے سرد کیا گیا۔ وزن کرنے پر مائع کا وزن ۰۶۸۱۳ گرام پایا گیا۔ اسوقت دباؤ ۷۵۰ ملی میٹر تھا۔ مایع کا وزن سالمہ محسوب کرو۔

(۵) مندرجۂ ذیل میں سے دو کے متعلق تمہیں جو کچھ معلوم ہے لکھو:۔
(ا) تکسید و تحویل۔ (ب) احتراق اور شعلہ کی ساخت۔ (ج) حلالان

۱۳۴۷ فصلی (۱) مندرجۂ ذیل جملہ کا مطلب واضح طور پر بیان کرو:۔

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

ایک استوانہ نما گیس دان کا قطر ۴۰ سم اور اونچائی ۲ میٹر ہے۔ طبیعی تپش اور دباؤ کے تحت اس کو ہائیڈروجن گیس سے بھرنے کے لئے جست اور سلفیورک ترشہ کی کتنی مقدار درکار ہے؟

(۲) گیسوں اور محلولوں میں افتراق کی نوعیت کے متعلق تمہیں جو کچھ معلوم ہے لکھو۔ ہر ایک کی دو مثالیں پیش کرو۔

(۳) گرفت سے کیا مراد ہے؟ کسی عنصر کی گرفت معلوم کرنے کے لئے تم کیا طریقہ اختیار کروگے؟

ایک دہات کے ۰٫۶۰۶ گرام کو ہلکائے ترشہ میں حل کرنے سے ۶۱٫۳ مکعب سم ہائیڈروجن ۲۷° سی اور ۷۵۱ ملی میٹر دباؤ پر حاصل ہوتی ہے۔ دہات کی حرارت نوعی ۰٫۲۷ ہے۔ اس کا وزن معادل اور گرفت معلوم کرو۔

(۴) کسی شئے کی بخاری کثافت معلوم کرنے کا ایک طریقہ بیان کرو۔

تین اشیاء کی بخاری کثافتیں (ہائیڈروجن = ۱) علی الترتیب ۳۲، ۴۲، ۲۲ ہیں۔ ان میں ایک عنصر مشترک ہے جس کا فی صدی تناسب علی الترتیب ۵۰، ۶۲٫۶، ۳۶٫۳۶ ہے۔ اس عنصر کا وزن جوہر معلوم کرو۔

(۵) مندرجۂ ذیل میں سے دو پر تفصیلی نوٹ لکھو:-

(ا) آواگادرو کا دعویٰ۔ (ب) گراہم کا کلیۂ نفوذ۔ (ج) گے لوساک کا حجمی امتزاج کا کلیہ۔

۳۴۸ تفصیلی (۱) کلورین گیس کی مقدار ایک گیسی آمیزہ میں معلوم کرنا مقصود ہے۔ اس غرض سے ۵۰ مکعب سم آمیزہ کو ایک گیس پیما میں بھر کر اس میں مرتکز امونیا داخل کی گئی۔ تعامل ختم ہونے کے بعد ماحصل کو پانی میں حل کر دیا گیا اور اصلی دباؤ و تپش

دوبارہ قائم ہو جانے پر باقی ماندہ گیس کا حجم ۳۰ مکعب سمر پایا گیا۔ آمیزہ میں حجماً کلورین کی فی صدی مقدار معلوم کرو۔

(۲) کسی مائع کی بخاری کثافت وکٹر مائیر کے طریقہ سے کیونکر معلوم کی جاتی ہے؟ وکٹر مائیر کے آلہ میں ایک مائع کے ۰.۱۹۱ گرام کی تبخیر سے ۳۰.۰ مکعب سمر گیس استوانہ میں پانی پر جمع ہوئی۔ استوانہ میں سطح آب بیرونی سطح آب سے ۲۶۸ ملی میٹر اونچی تھی۔ ہوا کا دباؤ اس وقت ۷۵۲ ملی میٹر تھا اور تپش ۲۳° م تھی۔ مایع کا وزن سالمہ معلوم کرو۔

(۳) ڈالٹن کا نظریہ جوہر بیان کرو۔ یہ نظریہ کون کلیات پر مبنی ہے؟ ان کلیوں کی توضیح میں مثالیں پیش کرو۔

(۴) نظریہ رواثیت بیان کرو اور اس کے ثبوت میں واقعات پیش کرو۔ حسب ذیل واقعات کی اس نظریہ کی بناء پر تشریح کرو:- (۱) پوٹاسیم فیروسائنائیڈ میں لوہا ہے مگر پوٹاسیم فیروسائنائیڈ کے آبی محلول میں امونیا کا محلول ڈالنے سے آئرن ہائیڈر آکسائیڈ کا رسوب نہیں بنتا۔ (۲) کاپر سلفیٹ کے محلول میں پوٹاسیم سائنائیڈ ملانے سے نیلا رنگ کٹ جاتا ہے اور اب اس میں سلفریٹڈ ہائیڈروجن کی رو گزارنے سے کاپر سلفائیڈ کا رسوب نہیں بنتا۔

(۵) تکسید و تحویل کے عمل کو مثالوں سے واضح کرو۔ کسی ایسے مرکب کی مثال پیش کرو۔ جس سے تحویل اور تکسید دونوں قسم کا عمل ظاہر ہوتا ہے۔

ضمیمہ

فہرست اصطلاحات

نوٹ :- اصطلاحات کی فہرست اردو حروف تہجی کے لحاظ سے مرتب کی گئی ہے تاکہ طلباء متعلقہ مضامین کا مزید مطالعہ کرنا چاہیں تو انگریزی کتب سے مدد لے سکیں۔

اردو	انگریزی	اردو	انگریزی
آب پاشیدگی	Hydrolysis	احصاء	Calculus
آبیدگی	Hydration	ادھات	Non-metal
آبیدہ نمک	Hyrated salt	ارتکاز	Concentration
آبیدہ مرکب	Hydrate	اساس	Base
آلہ	Apparatus	اساسی	Basic
آمیزہ	Mixture	اساسیت	Basicity
ابتدائی عمل	Primary Action	اسفنجی پلاٹینم	Spongy Platinum
اجزاء	Components	اشتعال پذیر	Inflammable
اجزائے ترکیبی	Constituents	اصلیہ	Radical
احتباس	Adsorption	اضافی اوزان جوہر	Relative Atomic weights
احتراق	Combustion	اعلیٰ ظرف کی دھاتیں	Noble Metals
احتراق انگیز	Supporter of Combustion	افتراق	Dissociation
احتراق پذیر	Combustible	افتراقی قیف	Separating funnel

انگریزی	اردو	انگریزی	اردو
Vapour Density	بخاری کثافت	Unit	اکائی
Substitution	بدل	Uni-molecular	اک سالمی
Electrolysis	برق پاشیدگی	Mono-Valent (Monad)	اک گرفتا
Electrolyte	برق پاشیدہ	Single Bond	اکہرا بند
Electrolytic Conduction	برق پاشیدی موصلیت	Affinity	اِلف (رغبت)
Electroscope	برق نما	Fusion, Melting	اماعت
Electronic Shells	برقپائی حلقے	Induction Coil	امالی لچھا
Electric Arc	برقی قوس	Ampere	ایمپیر
Electro-Chemical Character	برقی کیمیائی سیرت	Empirical formula	امتحانی ضابطہ
Electro-Chemical Series	برقی کیمیائی فہرست	Absorption	انجذاب
Electro Valency	برقی گرفت	Solidification, Freezing.	انجماد
Electro-plating	برقی ملمع کاری	Deviation	انحراف
Battery	برقی مورچہ	Enzyme	اِنزائم
Electron	برقیہ یا برق پارہ	Ohm	اوم
Conservation of Energy	بقائے توانائی	Association	ائتلاف
Bomb Calorimeter	بمب حرارہ پیما	Charge	بار (برقی)
Bond, Linkage	بند (گرفت)	Barometer	بارپیما
B-Rays	بہ شعاع	Vapour pressure	بخاری دباؤ

اردو	انگریزی	اردو	انگریزی
بھٹی	Furnace	تحویل	Reduction
بہروپ	Allotrope	تخلیص	Purification
بہروپی اشکال	Allotropic Modifications	تخمیر	Fermentation
بھرت	Alloy	تخمین	Estimation
بے ڈول جوہر	Assymetric Atom	تدرج (خواص کا)	Gradation (of Properties)
بین سالماتی	Inter-molecular	ترتیب	Arrangement
پُرسرد	Super-cool	ترتیبی ضابطہ	Graphical Formula
پروٹان	Proton	ترشایا ہوا	Acidulated
پُرسیر	Super-Saturated	ترشہ	Acid
پستی	Depression, Lowering	ترشہ پیمائی	Acidimetry
پیچیدہ رواں	Complex Ion	ترشئی	Acidic
پیمائش	Measurement	ترشیئت	Acidity
تابکار	Radio-active	ترکیب (مرکب کی)	Composition
تابکاری	Radio-activity	ترکیب (عناصر کی)	Combination
تالیف	Synthesis	ترکیبی تناسب (امتزاجی تناسب)	Combining Proportion
تبخیر	Evaporation, Vaporisation	ترکیبی تناسبوں کی پیمائش	Stoichiometry
تحلیل (مرکب کی)	Decomposition	ترکیبی مضاعف	Polymer
تحلیل (جواہر کی)	Disintegration	ترگرفتا	Ter-valent
		تزہر	Fluorescence

اردو	انگریزی
تشخیص (شناخت)	Identification
تشریح	Analysis
تصادم	Impact
تصبین	Saponification
تصعید	Sublimation
تضاعف ترکیب	Polymerisation
تعامل	Reaction, Interaction
تعامل کا درجہ	Order of Reaction
تعامل کی رفتار	Velocity or Rate of Reaction
تعاملی حاصل	Reaction Product
تعدد ارتعاش	Frequency of Vibration
تعدیل	Neutralisation
تعدیلی	Neutral
تعیین	Determination
تغیر (ایک شکل سے دوسری شکل میں)	Transformation
تفاعل	Function
تقریبی	Approximate
تقطیب	Polarisation
تقطیب پیما	Polarimeter
تقطیر	Filtration
تقلیب	Transmutation
تکڑیاں	Triads
تکثیف	Condensation
تکسید	Oxidation
تکسید پذیر	Oxidisable
تماسی عمل، احلال	Catalysis, Contact Action
تمدد	Ductility
تناؤ (برقی یا بخاری)	Tension
تنویر	Illumination, Luminosity
توازن	Equilibrium
تورق	Malleability

انگریزی	اردو	انگریزی	اردو
Membrane	جھلی	Triple Bond	تہرا بند
Y-rays	جد شعاع	Solid	ٹھوس
Tetra-valent	چوگرفتا	Secondary Action	ثانوی عمل
Volumetric Composition	حجمی ترکیب	Residue	ثفل
Volume Diagram	حجمی نقشہ	Binary Compound	ثنائی مرکب
Line of Seperation	حد فاصل	Partial Pressure	جزوی دباؤ
Heat of Formation	حرارت تکوین	Even Series	جفت سلسلہ
Endo-thermic	حرارت خوار	Classification	جماعت بندی
Exo-thermic	حرارت زا	Additive Property	جمعی خاصیت
Calorie	حرارہ	Reciprocal Proportion	جوابی تناسب
Thermal Dissociation	حرارتی افتراق	Ebullition, Boiling	جوش
True Solution	حقیقی محلول	Bulb	جوفہ
Soluble	حل پذیر	Joul	جول
Catalysis	حملان	Atom	جوہر
Catalytic	حملانی - حاملانہ	Atomicity	جوہریت
Catalytic Poison	حملانی سم	Atomic Number	جوہری عدد
		Atomic Model	جوہری نمونہ

اردو	انگریزی
حیلی معادل	Mechanical Equivalent
خشکالہ	Dessicator
خصوصیات	Characteristics, Features
خلائی نلی - خلا دار نلی	Vacuum Tube
خلط پذیر	Miscible
خمیر	Yeast
خواص (جمع خاصیت)	Properties
داب پیما	Pressure gauge
درجۂ افتراق	Degree of Dissociation
درجہ دار	Graduated
درمیانی مرکب	Intermediate Compound
دعوٰی	Hypothesis
دو اساسی	Di-basic
دورخہ	Amphoteric

اردو	انگریزی
دور (برقی)	Circuit
دوریت	Periodicity
دوری جدول	Periodic Table
دوگرفتا	Di-valent, Dyad
دووضعی	Di-morph, Di-morphous
دوہری تحلیل	Double Decomposition
دوہیلا مرکب	Double Compound
دھتونت	Metalloid
دھماکا	Explosion
دھمکنا	Explode
دہنی ترشے	Aliphatic Acids
دیافرام	Diaphragm
راست عمل	Direct Action
رجعی مکثف	Reflux Condenser
رسوب	Precipitate
رواں	Ion

اردو	انگریزی	اردو	انگریزی
روانا	Ionise	شرارہ	Spark
روانیت	Ionisation	شرح انجذاب	Coefficient of Absorption
روشنی کی تقطیب	Polarisation of light	شرح تغیر	Rate of Change
ساخت	Structure	شعری نلی	Capillary Tube
ساخت	Constitution	شعلہ	Flame
ساخت نما ضابطہ	Structural or Constitutional Formula	شکل	Form
		صنعت	Manufacture
		صنف	Type
سادہ ربط یا رشتہ	Simple Relation	صنف نما - صنفی	Typical
سادہ ضعف	Simple Integer	ضابطہ	Formula
سالمہ	Molecule	ضمنی تعاملات	Side-reactions
سالمی ضابطہ	Molecular Formula	ضمنی حاصل	By-Product
سکڑاؤ	Contraction	طاق سلسلہ	Odd Series
سوراخ دار کیتھوڈ	Perforated Cathode	طبعی	Normal
		طبعیت	Normality
سہ سالمی	Ter-molecular	طریقہ - قاعدہ	Method
سیر شدہ	Saturated	طول موج	Wave-length

اردو	انگریزی
طویل دورہ	Long Period
طیران پذیر	Volatile
طیران کرنا	Volatilise
ظرفک	Burette
علامت	Symbol
عامل دھات	Active metal
عامل (تکسیدی وغیرہ)	Agent
عامل کمیت	Active Mass
عددی نسبت	Numerical Ratio
عشر طبعی	Deci-normal
عطری مرکب	Aromatic Compound
غیر خالص	Impure
غیر روانی	Un-ionised
غیر عامل	Inert, Inactive
غیر متجانس	Heterogeneous
غیر منعکس	Irreversible
غیر مرئی	Invisible
غیر منور	Non-luminous, lambent
غیر نامیاتی	Inorganic
غیر نفوذ پذیر	Non-permeable
فاصل تپش	Critical Temperature
فضائی ہم ترکیبی	Space-Isomerism
فلاجسٹن	Phlogiston
فلزکاری	Metallurgy
قابلہ	Receiver
قرنبیق	Retort
قطع	Break (as in curves)
قلم	Crystal
قلماؤ	Crystallisation
قلمی وضع	Crystalline form
قلویت	Alkalinity
قلی پیمائی	Alkali-metry
قوت عاملہ	Driving Power
قوت محرکہ برق	Electromotive force

اردو	انگریزی
قیام پذیر	Stable
کٹھالی	Crucible
کثیر اساسی	Poly-basic
کچدھات	Ore
کسری کشید	Fractional Distillation
کشیدہ	Distillate
کلورینیشن	Chlorination
کلیۂ اثر کمیت	Law of Mass Action
کلیۂ ثمانیہ	Law of Octaves
کلیۂ دوری	Periodic Law
کم ظرف دھاتیں	Base Metals
کمی تشریح	Quantitative Analysis
کیفی تشریح	Qualitative Analysis
گدازپذیری	Fusibility
گرام سالمی وزن	Molar Weight, Gram-molecular Weight
گرام سالمہ	Mole, Gram-molecule
گرفت	Valency, Valence
گلوانی خانہ	Galvanic Cell
گنے کی شکر	Cane Sugar
گیس پیما	Eudiometer
گیسوں کی اماعت	Liquefaction of Gases
لاانتہا ہلکاؤ	Infinite Dilution
لاشعاع	X-rays
لتمسی کاغذ	Litmus Paper
لچکدار	Elastic
سونتی محلول	Colloidal Solution

اردو	انگریزی
لزج	Viscid, Viscuous
لزوجت	Viscosity
لوث	Impurity
لونجن	Halogen
مائع	Liquid
متجانس	Homogeneous
متعاکس	Reversible
متعامل	Reactant, Reagent
متناظر	Corresponding
متواتر	Consecutive
متوازن	Balanced
مثبت اصلیہ	Positive Radical
مثبت برقیرہ	Anode
مثبت رواں	Cation
محلل	Solvent
محلول	Solution
محول	Reducing Agent

اردو	انگریزی
محولانہ طاقت	Reducing Power
محولانہ طاقت (مناظری)	Rotatory Power
مخالف عمل	Reverse Action
مختصر دورہ	Short Period
مخلوط قلمیں	Mixed Crystals
مخمر	Ferment
مرتکز	Concentrated
مرطوب گیسیں	Moist Gases
مرکزہ	Nucleus
مروری عناصر	Transitional Elements
مسامدار ڈاٹ	Porous Plug
مستقل تناسب	Constant Proportion
مشترک گرفت	Co-Valency
مشعل	Burner
مطروحہ	Deposit
مطلق تپش	Absolute Temperature

اردو	انگریزی	اردو	انگریزی
معاکسہ	Inversion	منفی رواں	Anion
معائرہ	Titration	نابیدگی	Dehydration
معلقہ	Suspension	نابیدہ	Anhydrous
معیاری حالات	Standard Conditions	ناتحلیل پذیر	Undecomposable
		ناحل پذیر	Insoluble
منقطب روشنی	Polarised light	ناخلط پذیر	Immiscible
تکسیر	Fractionator, Fractionating Column	نادر ارض	Rare Earth
		ناسیر شدہ	Un Saturated
		ناطیران پذیر	Non-Volatile
مماثلت	Analogy	ناقیام پذیر	Un-Stable
مناظری تحویل	Optical Rotation	نالچہ	Pippette
		نامیاتی	Organic
مناظری عاملیت	Optical Activity	نظریۂ تحرک	Kinetic Theory
مناظری ہم ترکیبی	Optical Isomerism	نظریۂ جوہر	Atomic Theory
منحل	Solute	نظریۂ روانیت	Ionic Theory
منفی اصلیہ	Negative Radical	نفوذ	Diffusion
منفی برقیرہ	Cathode	نقطۂ مرور	Transition Point

اردو	انگریزی
نقلمی	Amorphous
نمائندہ	Indicator
نوعی موصلیت	Specific Conductivity
نیم نفوذ پذیر	Semi-permeable
ولوج	Osmosis
ولوجی دباؤ	Osmotic Pressure
وولٹائی خانہ	Voltaic Cell
وولٹیج (یا قوہ)	Voltage (or Potential)
بیساری محول	Laevo-rotatory
یمینی محول	Dextro-rotatory
ہٹاؤ	Displacement, Replacement
ہلکاؤ	Dilution

اردو	انگریزی
ہلکایا	Dilute
ہم ترکیب	Isomer, Isomeride
ہم مقام	Isotope
ہم وقت تعاملات	Consecutive Reactions
ہم وضعیت	Isomorphism
ہیئت	Phase

ملنے کا پتہ

(۱) سید عبد القادر اینڈ سنس تاجران کتب چار مینار حیدرآباد دکن

(۲) غلام دستگیر تاجر کتب جامعہ عثمانیہ اڈک میٹ حیدرآباد دکن

(۳) دیگر مشہور تاجران کتب حیدرآباد دکن